REGINA JASIŪNIENĖ

VIRGINA VALENTINAVIČIENĖ

CHEMIJA

9

R. JASIŪNIENĖ
V. VALENTINAVIČIENĖ

CHEMIJA • 9

REGINA JASIŪNIENĖ
VIRGINA VALENTINAVIČIENĖ

CHEMIJA

Vadovėlis

IX

klasei

Antrasis pataisytas leidimas

alma
littera
Vilnius 1998

UDK 546 (075.3)
Ja 621

Lietuvos Respublikos švietimo ir mokslo ministerijos leista naudoti
1998 09 03 Nr. 277

Vadovėlis išleistas Švietimo ir mokslo ministerijos lėšomis



Vadovėlio I leidimą parėmė Atviros Lietuvos fondas

Dailininkas Jonas GUDMONAS
Redagavo Algimantas KINDERYS, Regina MUDĖNIENĖ

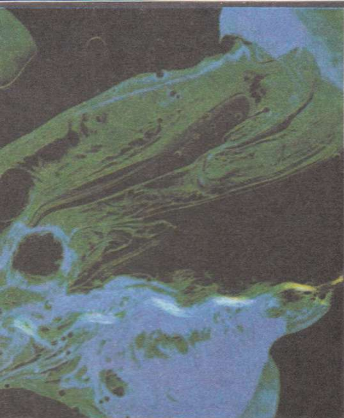
ISBN 9986–02–591–5

Turinys





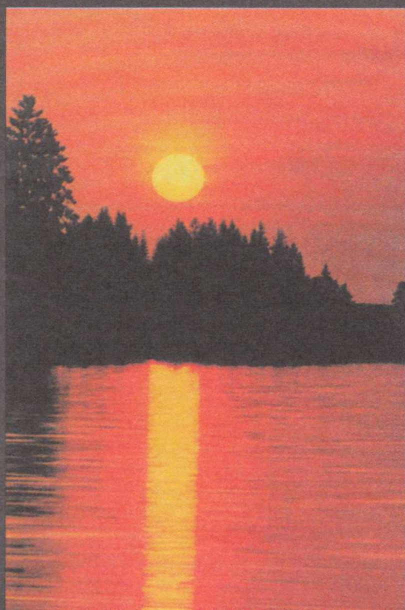
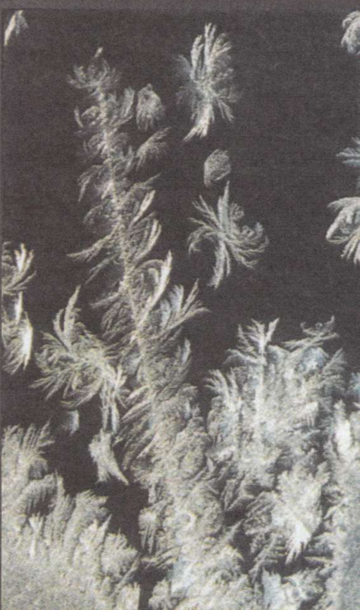
VANDUO IR TIRPALAI










1 • Vanduo gamtoje •



Vanduo, kaip ir oras, supa mus iš visų pusių. Jis sudaro vandenynus, jūras, gėlo vandens telkinius – ežerus, upes, požeminio vandens baseinus. Vanduo yra užpildęs uolienų tuštymes ir poras. 70% Žemės paviršiaus yra vanduo.

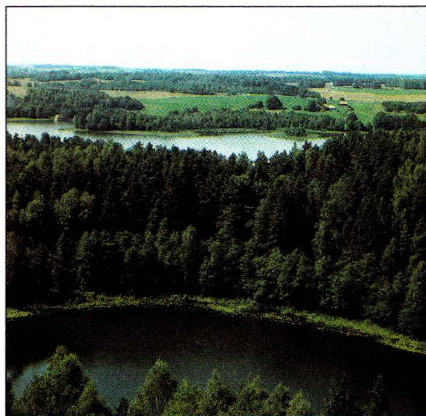
Visuose gyvuose organizmuose daug vandens. Pavyzdžiui, gyvulių kūnuose jo yra apie 70%, žuvų – apie 80%, augaluose – apie 90%. Daugiau kaip pusę žmogaus kūno masės (63–68%) taip pat sudaro vanduo.

Vanduo yra gamtos kūrėjas. Per milijardus metų kartu su vėju ir saule jis sukūrė dirvožemį, pavertė plikas uolas žalių miškų ir pievų kilimu (1.1 pav.).

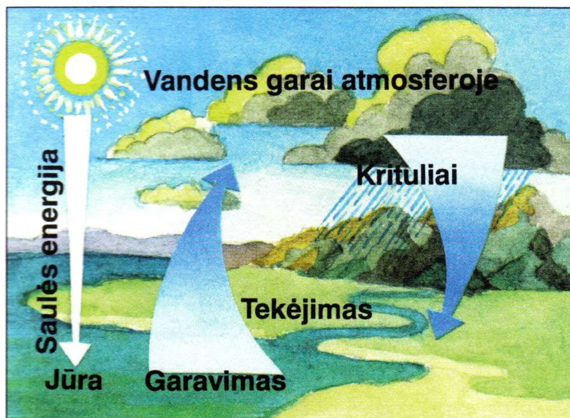
Vanduo yra energijos šaltinis, planetos klimato reguliuotojas. Vandenį kasdien vartojame prausdamiesi, gerdami arbatą, plaudami indus, skalbdami, virdami pietus. Apie vandens išteklius paprastai negalvojame, manome, jog turime jo pakankamai. Lietuva išraižyta upių upelių, čia tyvuliuoja daugybė ežerų, plyti vandens prisigėrę raistai, aukštapelkės. Nedideliame mūsų krašte yra apie 30 000 upių ir upelių, per 3000 ežerų (1.2 pav.). Dykumų žmonės gerai žino vandens vertę. Mums reikėtų vandenį daug labiau vertinti ir taupyti.



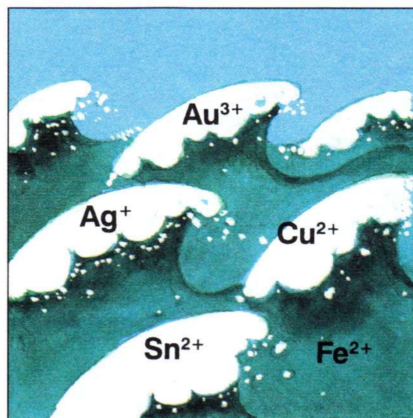
1.1 pav.



1.2 pav.



1.3 pav.



1.4 pav.

Svarbiausia vandens savybė – gebėjimas sudaryti tirpalus. Vanduo tirpina labai daug įvairių medžiagų, tai pats geriausias tirpiklis iš visų skysčių.

Milijonai upių, tekančių Žemės paviršiumi, tirpina viską, kas pakliūva joms pakeliui, ir visa tai neša į vandenynus. Vanduo iš vandenynų garuoja, vėl grįžta į Žemę ir toliau dirba savo amžinai nesibaigiantį darbą (1.3 pav.).

Ištirpusios medžiagos pasilieka vandenynuose. Per milijardus metų jų ten susikaupė daugybė. Tai labai naudingos medžiagos, didžiulis turtas (1.4 pav.). Ateityje žmogus tikriausiai sumanys, kaip tuos jūrų lobius pasiimti.

Neišsenkamas vandens šaltinis yra krituliai – lietus, sniegas. Tačiau lietaus vanduo nėra visai grynas. Jame yra ištirpusių įvairių medžiagų. Viename litre lietaus vandens yra vidutiniškai keliasdešimt miligramų ištirpusių druskų. Lietaus vandens cheminė sudėtis labai priklauso, iš kokių kraštų oro masės atneša lietų. Antai iš Ukrainos ir Pavolgio atslinkęs lietus būna prisotintas kalcio Ca^{2+}, magnio Mg^{2+} jonų, o iš Atlanto – turi daug chlorido Cl^{-} ir natrio Na^{+} jonų (1.5 pav.). Kartais pas mus užklysta lietūs su vulkaninėmis dulkėmis, kuriose gausu sieros, fluoro, bromo junginių. O nuo mūsų krašto dirvožemio paviršiaus pakilusios dulkės prisodrina lietaus debesis kalcio ir magnio jonų. Leonardas da Vinčis (Leonardo da Vinci) vandenį vadino gamtos vežėju...

Mus supa ne grynas vanduo, o įvairių medžiagų tirpalai. Jūrų, upių ir upelių (paviršinis), lietaus ar sniego (atmosferinis) ir požeminis vanduo yra tirpalai. Gamtiniame vandenyje rasime ne tik įvairių metalų teigiamųjų jonų – Na^{+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+} (katijonų), bet ir neigiamųjų jonų – anijonų.

Apie anijonus, sudarytus iš vienos rūšies atomų, jūs sužinojote VIII klasėje. Tai chlorido Cl^-, oksido O^{2-}, nitrido N^{3-} jonai. Tačiau yra ir sudėtingesnių anijonų, sudarytų iš kelių cheminiais ryšiais susijungusių atomų. Pavyzdžiui, sulfato jonas SO_4^{2-} sudarytas iš vieno sieros atomo, kovalentiniais ryšiais susijungusio su keturiais deguonies atomais, hidroksido jonas OH^- sudarytas iš vieno deguonies ir vieno vandenilio atomo. Jų krūvis formulėje žymimas dešinėje viršuje.

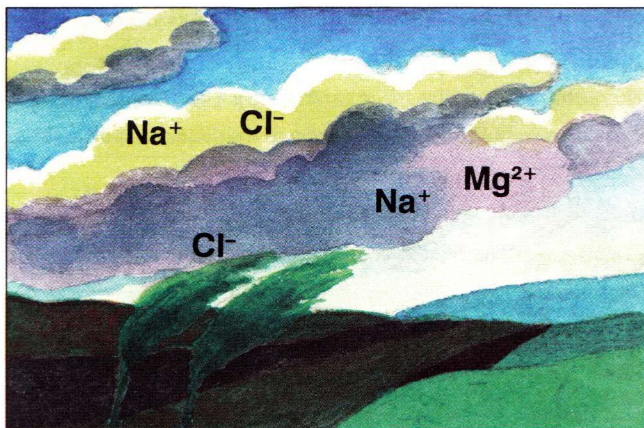
Lentelėje surašyti sudėtiniai anijonai, esantys gamtiniame vandenyje.

Krūvis 1^-	Krūvis 2^-
Hidroksido jonas OH^- Nitrato jonas NO_3^- Vandenilio karbonato jonas HCO_3^- Vandenilio sulfato jonas HSO_4^-	Sulfito jonas SO_3^{2-} Sulfato jonas SO_4^{2-} Karbonato jonas CO_3^{2-}

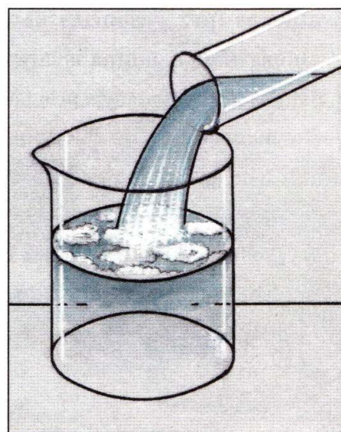
Pagal ištirpusių įvairių medžiagų kiekį gamtinis vanduo skirstomas į kietą ir minkštą.

Vanduo, kuriame yra daug ištirpusių magnio ir kalcio junginių, yra kietas. Lietaus, sniego vanduo, kuriame yra nedaug ištirpusių kalcio ir magnio junginių, yra minkštas. Gryniausias vanduo yra distiliuotas.

Kietas vanduo daug kam netinka, sudaro daug įvairių sunkumų. Pirmiausia jis netinka skalbti. Kodėl? Į šį klausimą atsakysite atlikę bandymą (1.6 pav.).



1.5 pav.


1.6 pav.

Ištirpinkite muilo lietaus, sniego ir distiliuotame vandenyje ir supilkite į cheminę stiklinę. Į tirpalą pilkite po truputį kieto požeminio vandens (galima mineralinio), smarkiai suplakite.

Pastebėsite susidarant dribsnių nuosėdas. Jos susidaro muilui reaguojant su vandenyje ištirpusiais kalcio ir magnio junginiais. Tik kai nuosėdų daugiau nebesusidarys, vanduo ims putoti. Kietame vandenyje skalbti reikia gerokai daugiau muilo negu minkštame.

Virinant kietą vandenį, ant indo sienelių atsiranda nuovirų. Tai iš vandens išsiskyrusios druskos, todėl virinimas yra vienas vandens minkštinimo būdų.

Visiškai gryno vandens gamtoje nėra.

Tik vandenilio ir deguonies junginys H_2O yra grynas vanduo:



Užduotys

1. Mažiausiai ištirpusių cheminių medžiagų yra kalnų krituliuose. Kodėl?
2. Ką vadiname tirpalu, tirpikliu, tirpinamąja medžiaga?
3. Kokį vandenį vadiname kietu ir kokį minkštu?
4. Kuris iš šių gamtinio vandens rūšių yra kietas, kuris minkštas:
   a) jūros vanduo, b) sniegas, c) ežero vanduo, d) mineralinis vanduo, e) šaltinio vanduo?
5. Vandens valymo stotyse vanduo paprastai filtruojamas – išvalomos mechaninės priemaišos, o paskui dar valomas biologiniu būdu – mikroorganizmai perdirba įvairias organines atliekas (pvz., esančias kanalizacijos vandenyje), nusėda dumblas. Pasakykite, ar šiais abiem būdais galima išvalyti vandenį, turintį natrio chlorido.
6. Baltijos jūros vandenyje prie Lietuvos krantų viename litre jūros vandens yra 8 g druskų (kalio, kalcio, magnio ir natrio chloridų). Tiek pat druskų vidutiniškai yra ir visoje Baltijoje. Apskaičiuokite, kiek tonų druskų yra visoje Baltijos jūroje, jei jūros vandens tūris yra 20 300 km^3.
7. Per metus Lietuvos pramonė ir gyventojai suvartoja apie 200 000 tonų natrio chlorido (valgomosios druskos). Apskaičiuokite, kiek Baltijos jūros vandens reikėtų išgarinti, kad gautume tokį jo kiekį (1 l vandens yra 8 g druskų; natrio chloridas sudaro 95% visų druskų mišinio Baltijos vandenyje).

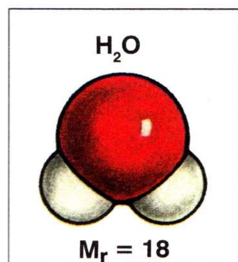
2 • Vandens molekulių sandara ir savybės •

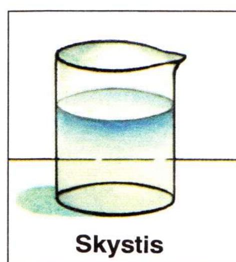
Vandenį pažįstame įvairiausių pavidalų: jis telkšo, teka, trykšta ir laša; storiausi ledo sluoksniai yra užkloję Žemės ašigalius, netoli jų plaukioja didžiuliai ledkalniai, boluoja ledu apsidengusios kalnų viršūnės, upes ir ežerus kausto ledas; garuoja įšilusi žemė, iš karštųjų versmių veržiasi garai, tvyro rūkai, dangumi plaukia debesys.

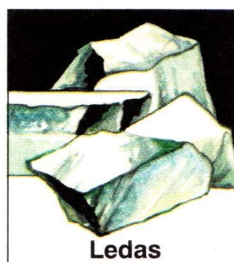
Vanduo nepaprasta medžiaga. Gamtoje jo randama visų trijų agregatinių būsenų – skysto, kieto ir dujinio (2.1 pav.).

Lentelėje palyginkite vandens, metano, azoto ir kitų dujų molekulinę masę, lydymosi ir virimo temperatūrą.

Pavadinimas	Formulė	Masė (a.m.v.)	Lydymosi temperatūra, °C	Virimo temperatūra, °C
Metanas	CH_4	16	–183	–164
Amoniakas	NH_3	17	–77,7	–33,3
Vanduo	H_2O	18	0	100
Neonas	Ne	20	–249	–246
Azotas	N_2	28	–209,8	–195,8
Deguonis	O_2	32	–218,7	–182,9
Vandenilio sulfidas	H_2S	34	–85,5	–60,7

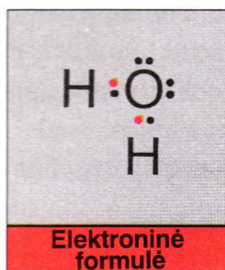


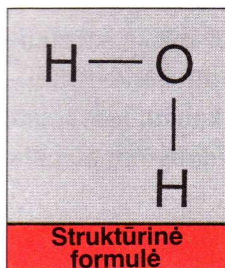






2.1 pav.





2.2 pav.

Matote, jog vandens molekulės masė yra mažesnė už daugelio dujų masę. Kodėl vanduo normaliomis sąlygomis yra skystis, o ne dujos, atsakysite panagrinėję vandens molekulės sandarą.

Vandens molekulėje vandenilio atomai susijungę su deguonies atomais kovalentiniu poliniu ryšiu.

Atkreipkite dėmesį, kad deguonies atomas turi dar dvi elektronų poras, neturinčias ryšio su vandenilio atomais (2.2 pav.).

Molekulė stipriai polinė, supaprastintai ji vaizduojama taip: (+ −) .

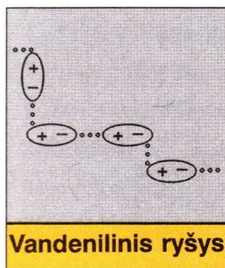
Vandenilinis ryšys

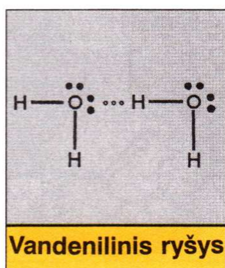
Kai suartėja vandens molekulių priešingo ženklo poliai, tarp molekulių atsiranda traukos jėgos – vandenilinis ryšys, kurį sutarta žymėti punktyru arba taškais (2.3 pav.).

Panagrinėkite, kodėl atsiranda šis ryšys. Deguonies atomas yra elektriškai neigiamesnis negu vandenilio, todėl vandens molekulėje deguonis pritraukia prie savęs O ← H ryšio elektronus. Elektronų debesis, supantis vandenilio atomo branduolį (protoną), gerokai praretėja. Šis pusnuogis protonas ir sudaro papildomą ryšį su kitos vandens molekulės deguonies atomo ryšio nesudariusia elektronų pora. Taip susidaro vandenilinis ryšys.

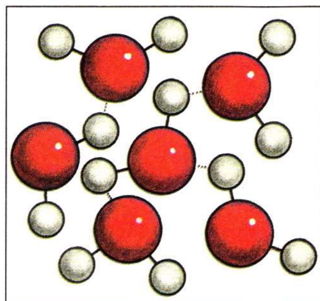
Skysto vandens molekulės tarpmolekuliniais vandeniliniais ryšiais susaistytos į poras, trejetus ir dar didesnius agregatus (2.4 pav.), kuriuos būtų galima išreikšti bendra formule $(H_2O)_n$. Paprastame vandenyje nusistoja pusiausvyra $(H_2O)_n \rightleftarrows nH_2O$ (2.5, 2.6 pav.), kurią nuolat sutrikdo temperatūros ir kitos sąlygos.

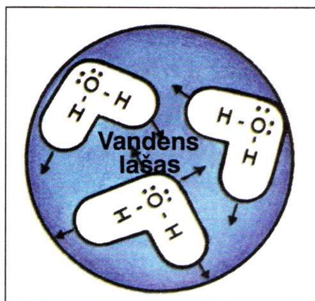
Garinant vandenį, tie ryšiai nutrūksta ir molekulės viena nuo kitos atsiskiria. Tačiau pačios molekulės nesuyra. Ryšys





2.3 pav.


2.4 pav.



2.5 pav.


2.6 pav.

tarp vandens molekulių yra daug silpnesnis už ryšį tarp deguonies ir vandenilio atomų.

Vandenilinis ryšys susidaro ne tik tarp vandens molekulių, bet ir tarp kitų medžiagų, pavyzdžiui, skysto amoniako, molekulių (2.7 pav.).

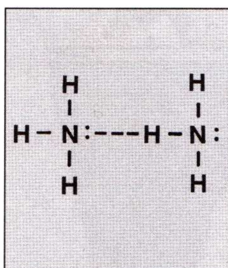
Amoniako molekulė (2.8 pav.) yra taip pat polinė.

Amoniako molekulės viena kitą traukia silpniau negu vandens molekulės, nes amoniako molekulės poliškumas ne toks ryškus (palyginkite elektrinio neigiamumo skirtumą tarp H ir O, H ir N atomų; 2.9 pav.).

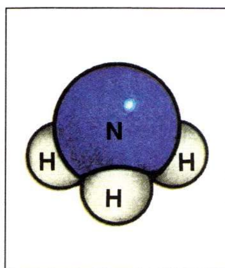
Vandenilinis ryšys tuo stipresnis, kuo didesnis elektrinis neigiamumas to atomo, su kuriuo vandenilis yra susijungęs molekulėje.

Stipriausiai vandeniliniai ryšiai suriša vandenilio fluorido HF molekules, nes fluoro atomo elektrinis neigiamumas yra didžiausias.

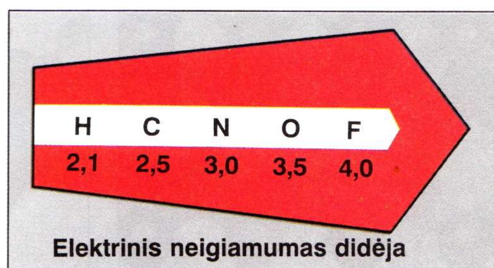
Vandenilio atomas, susijungęs su kito elemento atomu, kurio elektrinis neigiamumas yra gerokai didesnis negu vandenilio, sudaro dar vieną papildomą ryšį su kitos molekulės atomu, turinčiu didesnį elektrinį neigiamumą negu vandenilis.



2.7 pav.



2.8 pav.



2.9 pav.

Dviejų nemetalų atomų, esančių skirtingose molekulėse, ryšys per vandenilio atomą, o tiksliau per protoną, vadinamas *vandeniliniu ryšiu.*

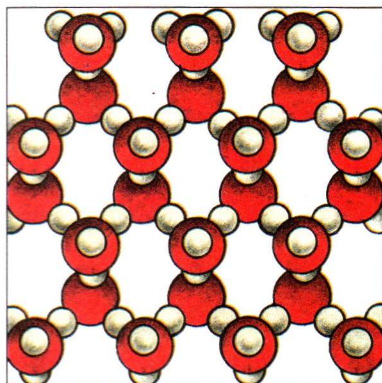
Šis ryšys gerokai silpnesnis už kovalentinį polinį ryšį.

Vandeniliniai ryšiai lemia vandens fizikines savybes (žr. lentelę 11 pusl.). Jei šių ryšių nebūtų, vanduo kambario temperatūroje turėtų būti dujos, kaip iš panašios masės molekulių susidedantis metanas CH_4, tarp kurio molekulių vandenilinis ryšys nesusidaro. H_2O molekules sieja stiprūs vandeniliniai ryšiai, tarp NH_3 – silpnesni, o tarp CH_4 molekulių jie visai nesusidaro.

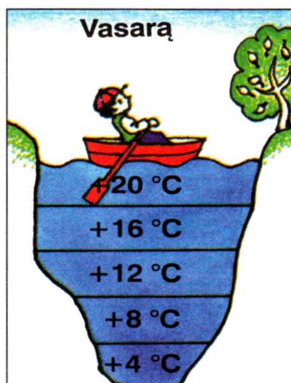
Nesunku suprasti, kad vandens molekulė, panaudodama du savo vandenilio atomus ir dvi deguonies elektronų poras, gali sudaryti keturis vandenilinius ryšius. Visi keturi galimi vandeniliniai ryšiai susidaro ledo kristale. Čia kiekviena vandens molekulė vandeniliniais ryšiais susijusi su keturiomis gretimomis molekulėmis. Ledo kristalas yra taisyklingas, sudėtingas architektūrinis statinys (2.10 pav.).

Ledo kristale tarp taisyklingai išsirikiavusių molekulių lieka didokų tuštymių, todėl ledas lengvesnis už skystą vandenį. Ši vandens savybė yra ypatinga, nes beveik visos kietos medžiagos yra tankesnės negu skystos.

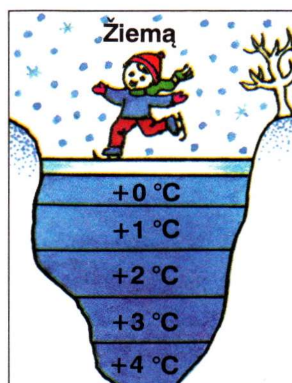
Ypatinga yra ir skysto vandens tankio priklausomybė nuo temperatūros. Paprastai skysčių tankis mažėja kylant temperatūrai, o vandens tankis didžiausias



2.10 pav.



2.11 pav.



2.12 pav.

esti ne 0, o +4 °C temperatūroje. Taip yra todėl, kad artėjant užšalimo temperatūrai vandenyje pradeda tvarkingai rikiuotis molekulių grupės – būsimo ledo užuomazgos – ir vanduo pradeda palengva plėstis.

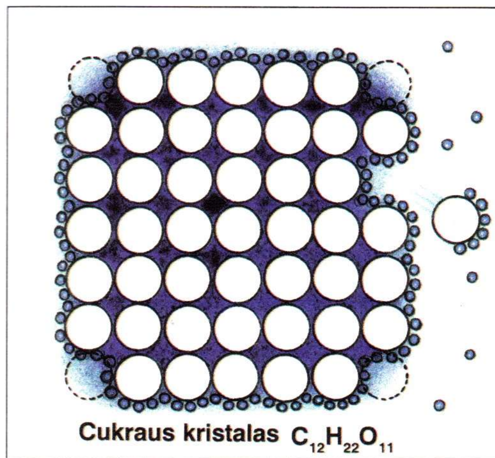
Aptartos ypatingosios vandens savybės labai svarbios gamtai. Jei ledas būtų sunkesnis už vandenį, jis ne plauktų, o skęstų vandenyje. Labai greit, jau žiemos pradžioje, visos upės ir ežerai užšaltų iki dugno. Juose negalėtų gyventi jokie gyvūnai, išskyrus pačius primityviausius.

Rudenį iki +4 °C atšalęs paviršinis vandens sluoksnis (jau žinoma, kad tokios temperatūros vanduo yra sunkiausias) leidžiasi į dugną ir paskui nesimaišo su viršuje esančiu lengvesniu vandeniu, nesvarbu, ar jis šaltesnis negu +4 °C (žiemą), ar šiltesnis. Todėl labai giliuose vandens telkiniuose prie dugno esančio vandens temperatūra gana pastovi – apie +4 °C vasarą ir žiemą. Vandens gyvūnija prisitaikiusi prie tokios temperatūros (2.11 ir 2.12 pav.).

Užduotys

1. Kodėl vandens molekulės susiriša viena su kita?
2. Kuris vandenilinis ryšys yra stipresnis: tarp kelių HF molekulių, ar tarp kelių H_2O molekulių?
3. Parašykite metano CH_4 molekulės elektroninę formulę. Kodėl tarp metano molekulių nesusidaro vandenilinis ryšys?

3 • Kaip tirpsta medžiagos •



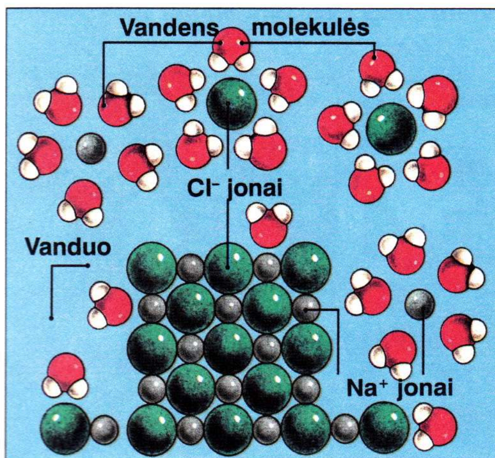
3.1 pav.

Vandenyje tirpinamo cukraus kristalai pamažu ýra, ir molekulės pasiskirsto tirpiklyje (3.1 pav.).

Geriau cukrus tirpsta karštame vandenyje ir maišomas, nes jo molekulės geriau ir greičiau pasiskirsto tarp vandens molekulių.

Cukraus kristalai sudaryti iš nepolinių molekulių.

Joninių junginių tirpimas vandenyje

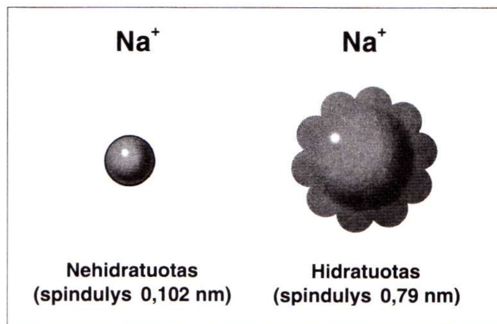


3.2 pav.

Panagrinėkime, kaip vandenyje tirpsta natrio chlorido (valgomosios druskos) kristalai (3.2 pav.).

Natrio chloridas NaCl yra joninis junginys, sudarytas iš teigiamų natrio ir neigiamų chlorido jonų. Kristalų teigiamuosius jonus vandens molekulės traukia savo neigiamuoju poliumi, o neigiamuosius chlorido jonus – teigiamuoju poliumi, todėl jonai pereina į tirpalą.

Tirpale jonai yra apsupti vandens molekulių – hidratuoti.



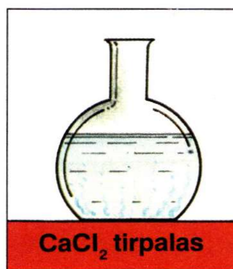
3.3 pav.

Hidratuoti jonai yra gerokai didesni (3.3 pav.).

***Hidratacija* yra polinių vandens molekulių išsidėstymas aplink dalelę.**

Taigi natrio chloridui tirpstant, vienu metu vyksta du procesai: ỹra natrio chlorido kristalas (tai fizikinis reiškinys), natrio ir chlorido jonai hidratuojasi (tai cheminis reiškinys).

Dažnai pastebime, kad tirpalas pasidaro šiltesnis arba šaltesnis negu buvo tirpiklis.



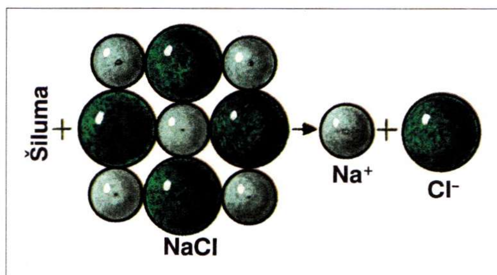
3.4 pav.



3.5 pav.

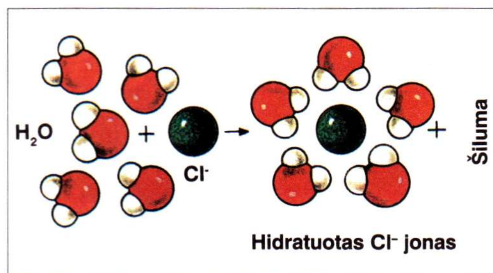
1 bandymas. Užpilkite vandens ant bevandenio kalcio chlorido $CaCl_2$ ir ištirpinkite jį. Ką pastebite? Tirpalas įšyla (3.4 pav.).

2 bandymas. Ant amonio salietros užpilkite vandens. Ką pastebite? Tirpalas atšąla, kolba net apšerkšnija (3.5 pav.).

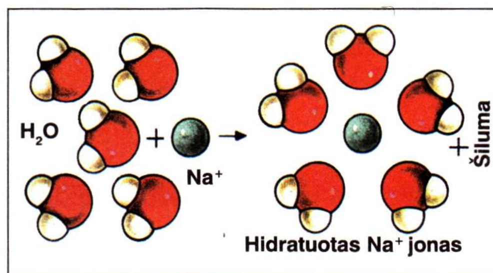


3.6 pav.

Kristalams išardyti sunaudojama šiluma. Tai *endoterminis vyksmas.* Hidratacijos metu šiluma išsiskiria. Tai *egzoterminis vyksmas.*



3.7 pav.

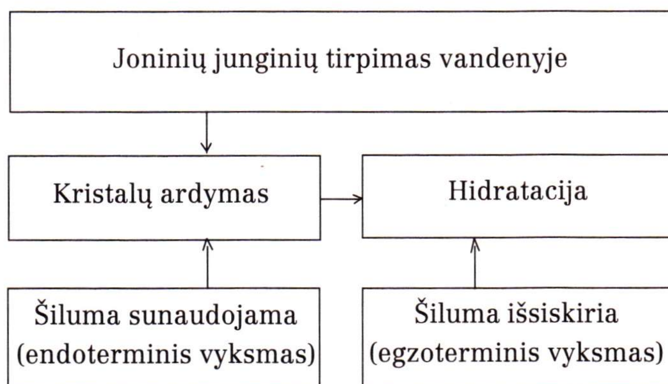


3.8 pav.

Jeigu kristalams išardyti reikia mažiau šilumos negu jos išsiskiria hidratuojantis jonams, tirpalas įšyla. Priešingu atveju – atšąla (3.6, 3.7 ir 3.8 pav.).

Medžiagų tirpimas yra fizikinis ir cheminis reiškinys.

Joninių medžiagų tirpiklis gali būti ne tik vanduo, bet ir kitos skystos polinės medžiagos, pavyzdžiui, suskystintas amoniakas. Joninėms medžiagoms tirpstant skystame amoniake, vyksta panašūs reiškiniai kaip ir joms tirpstant vandenyje. Polinių tirpiklių molekulių susitelkimas aplinkui joną vadinamas solvatacija.



Užduotys

1. Paaiškinkite, kodėl vandens molekulės yra polinės.
2. Paaiškinkite natrio chlorido kristalo irimą.
3. Pavaizduokite natrio ir chlorido jonų susidarymo schemas.
4. Paaiškinkite, kaip tirpsta natrio jodidas skystame amoniake.

4 • Hidratai •



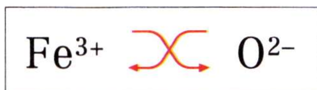
Joną apsupusios vandens molekulės yra vadinamos *hidratiniu apvalkalu*, o hidratinio apvalkalo apsuptas jonas – *hidratuotu jonu.*

Hidratuoti jonai yra ne tik didesni už nehidratuotus, bet ir jų savybės skiriasi nuo nehidratuotų jonų savybių.

Tuo įsitikinsite atlikę bandymus su vario(II) sulfatu. Jo cheminė formulė $CuSO_4$.

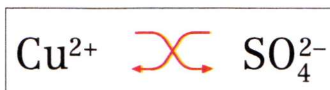
Cheminė formulė – medžiagos sudėties užrašymo cheminiais ženklais (simboliais) ir indeksais būdas.

Junginių, sudarytų iš dviejų elementų atomų, formules išmokote rašyti VIII klasėje. Pavyzdžiui, geležies(III) oksido formulę sudarysime taip:

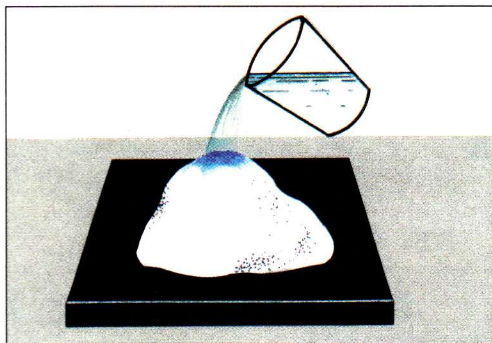


Fe_2O_3
geležies(III) oksidas

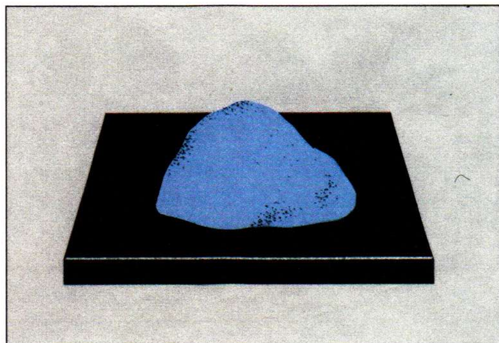
Taip pat sudaromos formulės medžiagų, kurių sudėtyje yra sudėtinių jonų. Pavyzdžiui, vario(II) sulfatas sudarytas iš vario jonų Cu^{2+} ir sudėtinių sulfato jonų SO_4^{2-}. Jo formulė sudaroma taip:



$CuSO_4$
vario(II) sulfatas

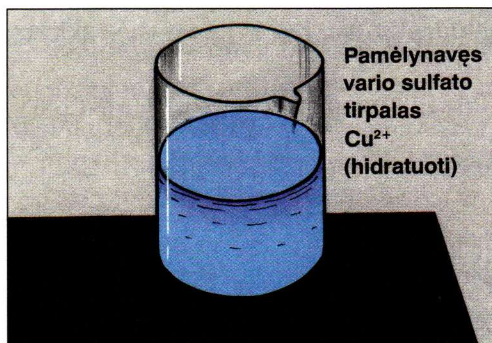


4.1 pav.



4.2 pav.

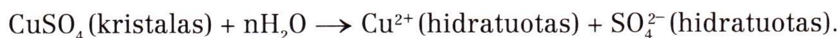
1 bandymas. Baltus vario sulfato $CuSO_4$ miltelius apipilkite vandeniu. Vario sulfatas pamėlynuos (4.1 ir 4.2 pav.).



4.3 pav.

2 bandymas. Įberkite $CuSO_4$ miltelių į cheminę stiklinę. Apipilkite vandeniu. Stebėkite, kaip tirpalas mėlynuoja ir šyla (4.3 pav.).

Tirpdamas vario sulfatas vandenyje suskyla į vario ir sulfato jonus, kuriuos apsupa vandens molekulės – jie tampa hidratuoti:



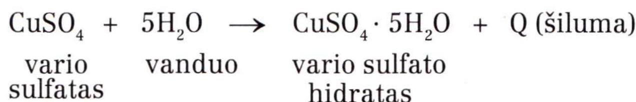
$$CuSO_4\,(\text{kristalas}) + nH_2O \longrightarrow Cu^{2+}\,(\text{hidratuotas}) + SO_4^{2-}\,(\text{hidratuotas}).$$

Kintanti spalva ir išsiskirianti šiluma yra cheminės reakcijos požymiai.

Nehidratuoti Cu^{2+} ir SO_4^{2-} jonai yra bespalviai. Vandenyje šie jonai hidratuojasi. Hidratuoti Cu^{2+} jonai nusidažo mėlynai.

Tarp vandens polinių molekulių ir tirpinamosios medžiagos dalelių atsiranda stipri sąveika. Dažnai vandens molekulės su ištirpusios medžiagos dalelėmis būna taip tvirtai susijungusios, kad medžiagai kristalizuojantis vanduo pasilieka krista-

luose. Išgarinus vario sulfato tirpalą, susidaro mėlyni vario(II) sulfato kristalai, kuriuose yra hidratuotų jonų $Cu^{2+} \cdot 4H_2O$ ir $SO_4^{2-} \cdot H_2O$.



$$CuSO_4 + 5H_2O \longrightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O + Q \text{ (šiluma)}$$

Kristalinės medžiagos, kurių sudėtyje yra chemiškai prisijungusio vandens, vadinamos *hidratais, o kristale esantis chemiškai susijungęs vanduo – *kristalizaciniu vandeniu.***

Taškas formulėje $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ reiškia, kad vanduo hidrate yra chemiškai sujungtas, tačiau cheminė vandens sudėtis išlieka nepakitusi.

Hidratai turi ne tik sisteminį pavadinimą, rodantį junginio sudėtį. Technikoje ir buityje jie dažniausiai vadinami kitaip. Pavyzdžiui, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ sisteminis pavadinimas yra vario(II) sulfato hidratas, bet jis dar vadinamas mėlynuoju akmenėliu. Magnio sulfato hidratas $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ dar vadinamas karčiąja druska, angliškąja druska, natrio sulfato hidratas $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – Glauberio druska, natrio karbonato hidratas $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – kristaline soda, geležies(II) sulfato hidratas $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ – žaliuoju akmenėliu ir t.t.

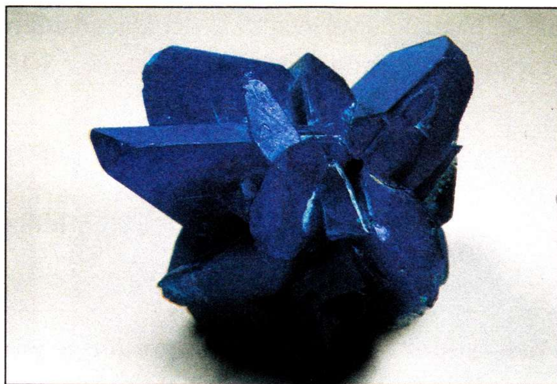
Iš vario(II) sulfato hidrato ir degtų kalkių gaminamas 0,5–1,0% Bordo skystis, vartojamas žemės ūkio augalams saugoti nuo ligų. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ vartojamas dažant audinius, popieriaus pramonėje, augalams tręšti, Glauberio druska – celiuliozės, stiklo gamyboje, medicinoje.

Kai kurie hidratai nepatvarūs. Net kambario temperatūroje jie netenka kristalizacinio vandens. Kiti yra patvaresni: kad atsiskirtų kristalizacinis vanduo, juos reikia pakaitinti. Pavyzdžiui, vario(II) sulfato hidratas $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ kaitinamas virsta bevandeniu vario(II) sulfatu.

* Kristaliniai hidratai, pvz., $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, paprastai vadinami kristalhidračiais, arba kristalohidratais.



4.4 pav.



4.5 pav.

Hidratų kristalus (geležies(II) sulfato, 4.4 pav. ir vario(II) sulfato, 4.5 pav.) galite išauginti ir jūs chemijos laboratorijoje.

Nesunku apskaičiuoti hidrate esančią kristalizacinio vandens masės dalį.

Apskaičiuokime kristalizacinio vandens masės dalį procentais natrio karbonato hidrate $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (kristalinė soda).

Apskaičiuojame santykinę molekulinę masę.

Elementai	Atomų skaičius	Santykinė atominė masė	Sandauga
Na	2	23	23 · 2 = 46 ⎤ 106
C	1	12	12 · 1 = 12 ⎥
O	3	16	16 · 3 = 48 ⎦
H	20	1	1 · 20 = 20 ⎤ 180
O	10	16	16 · 10 = 160 ⎦
			Suma = 286

$M_r(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 286$

$10M_r(H_2O) = 180$

Apskaičiuojame kristalizacinio vandens masės dalį pagal formulę:

$$w\% \text{ (kristalizacinio } H_2O) = \frac{iM_r(\text{kristalizacinio } H_2O)}{M_r(\text{hidrato})} \cdot 100\%$$

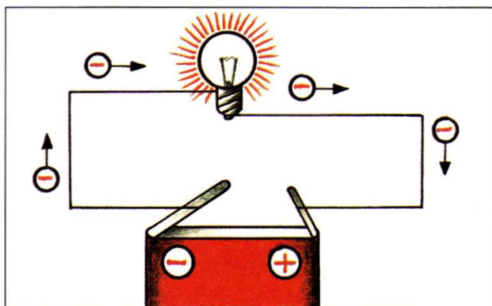
$$w\% \text{ (kristalizacinio } H_2O) = \frac{10M_r(H_2O)}{M_r(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O)} \cdot 100\% = \frac{180}{286} \cdot 100\% = 63\%$$

Junginyje $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ kristalizacinio vandens masės dalis yra 63%.

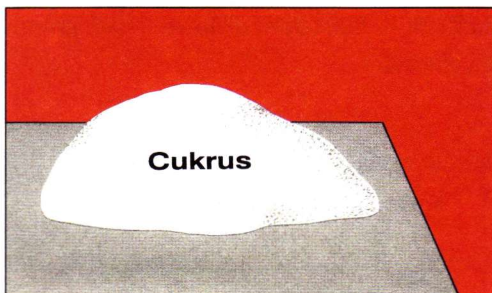
Užduotys

1. Ką vadiname kristalizaciniu vandeniu?
2. Paaiškinkite, kodėl kristalizacinis vanduo atsiskiria, kai hidratas kaitinamas. Susiekite tai su reakcijos šiluma.
3. Apskaičiuokite, kokią masės dalį sudaro vanduo vario(II) sulfato hidrate.
4. Kalcio chloridas sudaro kalcio chlorido hidratą $CaCl_2 \cdot 6H_2O$. Apskaičiuokite, kiek gramų vandens gali prijungti 1,11 g bevandenio kalcio chlorido.

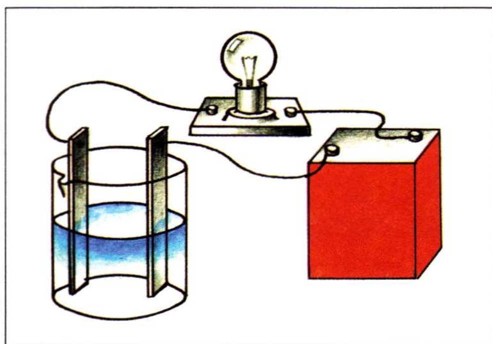
5 • Elektrolitai ir neelektrolitai •



5.1 pav.



5.2 pav.



5.3 pav.

Jei prie baterijos polių laidais prijungsime lemputę, ji užsidegs. Metalu teka kryptingas elektronų srautas, tai yra elektros srovė (5.1 pav.).

Elektros srovė yra kryptingas elektringųjų dalelių judėjimas.

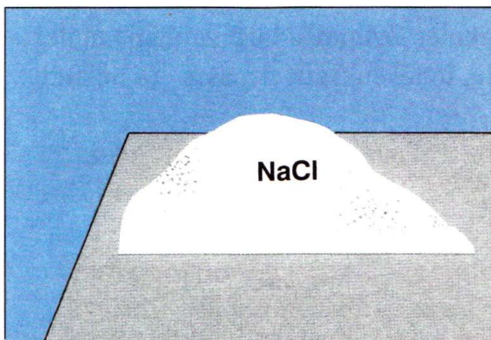
Laidininkai yra ne vien tik metalai. Ištirkite vandens ir įvairių medžiagų vandeninių tirpalų laidumą.

1 bandymas. Pamerkite du metalinius strypelius (juos vadiname elektrodais) į indą su distiliuotu vandeniu, sujunkite su srovės šaltiniu (baterija). Prijunkite lemputę. Ką pastebite? Elektros srovė neteka, lemputė neužsidegė. Grynas vanduo yra nelaidus, taigi jis yra toks pat izoliatorius kaip plastikai, guma ir kita.

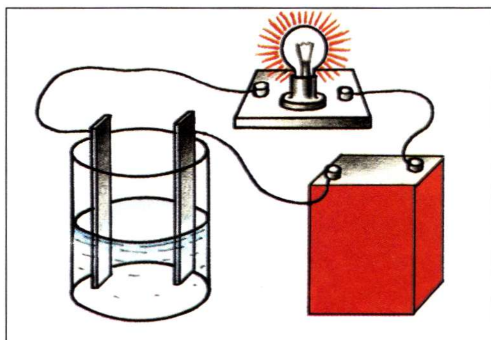
2 bandymas. Panardinkite du metalinius strypelius į cukraus tirpalą. Lemputė neužsidega. Vadinasi, cukraus tirpalas nepraleidžia elektros srovės, taigi yra nelaidus (5.2 ir 5.3 pav.).

3 bandymas. Į stiklinę įberkite sausų natrio chlorido kristalų. Įkiškite į druską elektrodus, prijunkite srovės šaltinį ir lemputę. Ką pastebite?

Elektros srovė netenka, vadinasi, sausas natrio chloridas yra nelaidus.



5.4 pav.



5.5 pav.

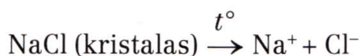
4 bandymas. Dabar į šią stiklinę vietoj sauso natrio chlorido (5.4 pav.) įpilkite jo vandeninio tirpalo. Lemputė užsidega (5.5 pav.).

Natrio chlorido tirpalas yra laidus, todėl tirpalu teka elektros srovė.

Kodėl cukraus tirpalas nepraleidžia elektros srovės, o natrio chlorido tirpalas yra laidus?

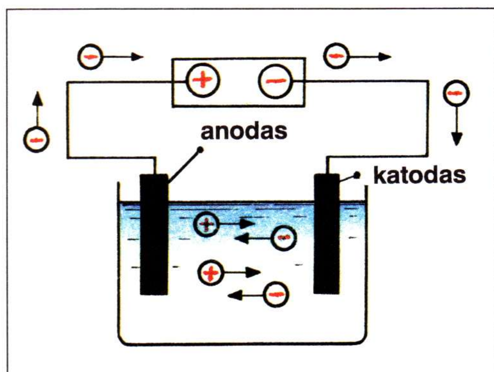
NaCl empirinė formulė rodo, kad natrio chlorido sudėtyje yra natrio jonas Na^+ ir chlorido jonas Cl^-. Tirpstant natrio chloridui, vandens molekulės suardo jo kristalinę gardelę ir jonai pereina į tirpalą.

Išlydę natrio chloridą (tam reikia aukštos temperatūros) ir ištyrę jo lydalo laidumą, pastebėtume, kad jis praleidžia elektros srovę, nes jame atsiranda judrių natrio Na^+ ir chlorido Cl^- jonų, tik jie nėra hidratuoti.



$$\text{NaCl (kristalas)} \xrightarrow{t^\circ} Na^+ + Cl^-$$

Tirpalų ir lydalų jonai yra judrūs, bet juda chaotiškai. O leidžiant per tirpalą ar lydalą nuolatinę elektros srovę (5.6 pav.), teigiamieji jonai (katijonai) slinks prie katodo (prie elektrodo, sujungto su neigiamuoju srovės šaltinio poliumi), o neigiamieji jonai (anijonai) – prie anodo (prie elektrodo, sujungto su teigiamuoju



5.6 pav.

srovės šaltinio poliumi). Prisiminkime, kad graikų kalbos žodis *ion* ir reiškia „einantis“.

Cukraus tirpale jonų nėra. Vanduo išardo tik cukraus kristalą, cukraus molekulės išsimaišo tarp vandens molekulių, todėl cukraus tirpalas yra nelaidus.

Medžiagos, kurių vandeniniai tirpalai arba lydalai praleidžia elektros srovę, vadinamos *elektrolitais*. Medžiagos, kurių vandeniniai tirpalai arba lydalai nepraleidžia elektros srovės, vadinamos *neelektrolitais*.

Užduotys

1. Kokios medžiagos vadinamos elektrolitais?
2. Kurių iš šių medžiagų vandeniniai tirpalai yra laidūs: a) kalcio chlorido, b) magnio chlorido, c) deguonies? Kodėl jie yra laidūs?

6 • Elektrolitinės disociacijos lygtys •



Tirpinant jonines medžiagas, kristalas suardomas ir jonai pereina į tirpalą.

Tirpinamų ar lydomų joninių junginių skaidymasis į jonus vadinamas *elektrolitine disociacija (disociacija* reiškia skaidymąsi, atsiskyrimą).



6.1 pav. T. Grotusas

Prie elektrolitinės disociacijos teorijos sukūrimo labai prisidėjo gyvenęs Lietuvoje vokiečių kilmės chemikas Teodoras Grotusas (T. Grotthuss; 1785–1822). Jis pirmasis iškėlė mintį, kad tirpalų laidumo priežastis yra medžiagų skilimas vandenyje į elektringas daleles. Kokios tai dalelės, mokslininkai dar nežinojo. T. Grotuso mintis išplėtojo ir apibendrino švedų mokslininkas S. Arenijus (S. Arrhenius; 1859–1927).



6.2 pav. S. Arenijus

T. Grotusas gimė 1785 m. Leipcige. 1803–1808 m. mokėsi Leipcigo universitete. Buvo Paryžiaus galvanikų draugijos narys (1805 m.). Turino ir Miuncheno akademijų narys korespondentas. Elektrolitinės disociacijos pirmuosius teiginius paskelbė 1805 m. būdamas Romoje. 1808 m. apsigyveno Lietuvoje, Gedučiuose (dabartiniame Pakruojo raj.). Čia tyrė fotochemiją (mokslas, nagrinėjantis chemines reakcijas, susijusias su šviesa). Chemijos istorijoje T. Grotusas žinomas kaip elektrolizės teorijos ir fotochemijos pradininkas. Jis nustatė, kad sugerta šviesa medžiagoje

gali sukelti fotocheminę reakciją, sukūrė šviesos sąveikos su medžiaga ir spalvotumo teoriją, tyrė Likėnų mineralinius vandenis.

Elektrolitinė disociacija išreiškiama reakcijų lygtimis:



$$\text{natrio chloridas} \longrightarrow \text{natrio jonas} + \text{chlorido jonas}$$



$$NaCl\ (\text{kristalas}) \longrightarrow Na^{+}(\text{hidratuotas}) + Cl^{-}(\text{hidratuotas})$$

Toliau kristalą, kietą medžiagą žymėsime (k.), o hidratuotą, arba vandens molekulių apsuptą, joną – (aq); lotynų kalbos žodis *aqua* reiškia „vanduo“.

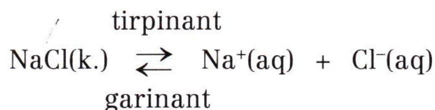
Garinant natrio chlorido tirpalą, vyks atvirkštinis procesas. Hidratuoti natrio ir chlorido jonai, netekę hidratinio apvalkalo, jungsis tarpusavyje ir sudarys natrio chlorido kristalus.



$$\text{natrio jonas} + \text{chlorido jonas} \longrightarrow \text{natrio chloridas}$$



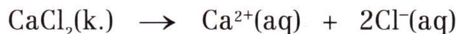
$$Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq) \longrightarrow NaCl(k.)$$



$$NaCl(k.) \underset{\text{garinant}}{\overset{\text{tirpinant}}{\rightleftarrows}} Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$$

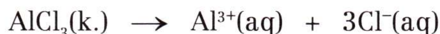
Panagrinėkime sudėtingesniųjų joninių junginių elektrolitinę disociaciją.

$CaCl_2$ empirinė formulė rodo, kad vienas kalcio jonas yra susijungęs su dviem chlorido jonais, todėl kalcio chloridas vandenyje disocijuoja į vieną Ca^{2+} joną ir du Cl^{-} jonus.



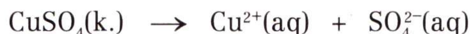
$$CaCl_2(k.) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq)$$

Iš $AlCl_3$ empirinės formulės matyti, jog vienas Al^{3+} jonas yra susijungęs su trimis Cl^{-} jonais. Vandenyje jis disocijuoja į vieną Al^{3+} joną ir tris Cl^{-} jonus.



$$AlCl_3(k.) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + 3Cl^{-}(aq)$$

Vario(II) sulfato empirinė formulė $CuSO_4$. Jo sudėtyje yra vario(II) jonas Cu^{2+} ir sulfato jonas SO_4^{2-}. Vandenyje vario sulfatas disocijuoja taip:



$$CuSO_4(k.) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Užduotys

1. Kurie periodinės lentelės elementai jungdamiesi tarpusavyje sudaro joninius junginius?
2. Pavaizduokite jonų Na^+, Ca^{2+}, Cl^-, S^{2-} elektroninę sandarą. Palyginkite su atitinkamų atomų sandara.
3.* Kurie elementai, surašyti po du, gali jungtis joniniu ryšiu:
   a) Li ir F, b) Ca ir Cl, c) C ir N, d) Na ir S?
   Parašykite galimų junginių empirines formules, nustatykite jonų krūvius ir parašykite šių junginių elektrolitinės disociacijos lygtis.
4. Parašykite vario(II) chlorido $CuCl_2$ ir natrio sulfato Na_2SO_4 elektrolitinės disociacijos lygtis.

* Joniniai junginiai susidaro tarp tų elementų, kurių elektrinio neigiamumo skirtumas yra didesnis negu 1,7.

7 • Molekulinių junginių jonizacija •

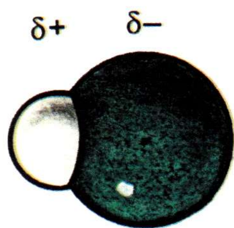
Elektrolitais gali būti ne tik joniniai, bet ir molekuliniai junginiai, kuriuose atomai yra susijungę kovalentiniu ryšiu.

Tirpdami vandenyje, tokie molekuliniai junginiai taip pat gali sudaryti jonus. Šis vyksmas vadinamas molekulių jonizacija.

Su jonizacija jau susipažinote VIII klasėje nagrinėdami jonų susidarymą iš atomų.

> ***Jonizacija* yra neutralių atomų arba molekulių *virtimas jonais*.**

Vandenilio chlorido molekulės jonizacija

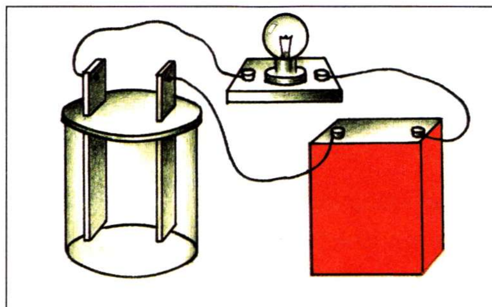


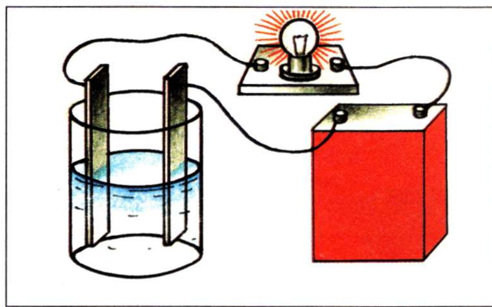
7.1 pav.

Vandenilio chlorido molekulėje atomai yra susijungę kovalentiniu ryšiu (7.1 pav.). Tai stiprus polinis ryšys. Tačiau vandeninis vandenilio chlorido tirpalas, kaip ir natrio chlorido tirpalas, yra laidus.

Bandymas. Ištirkite vandenilio chlorido dujų ir jų vandeninio tirpalo (druskos rūgšties tirpalo) laidumą. Kai elektrodai įleidžiami į vandenilio chlorido dujas (7.2 pav.), lemputė nešviečia. Panardinus elektrodus į druskos rūgšties tirpalą (7.3 pav.), lemputė šviečia.

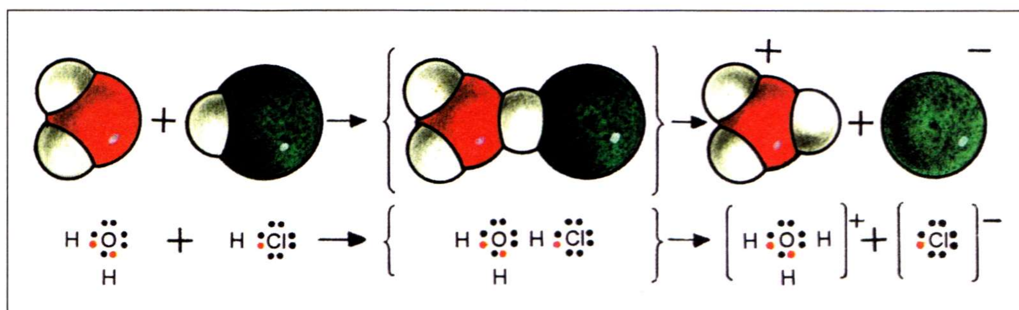
Kokie jonai susidarė? Vandenilio chlorido molekulė yra polinė. Ją supa polinės vandens molekulės. Deguonies atomas vandens molekulėje, turėdamas dvi laisvas elektronų poras, prisitraukia prie savęs HCl molekulę, nuo kurios atplė-


7.2 pav.


7.3 pav.

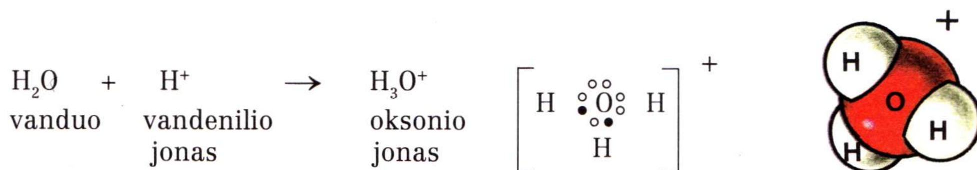
šia vandenilio protoną. Susidaro du hidratuoti jonai: vandenilio H^+ ir chlorido Cl^- (7.4 pav.).

H^+ jonai nuo visų kitų jonų skiriasi tuo, kad neturi elektroninio apvalkalo, taigi iš tikrųjų yra tik protonai. Tokia dalelė nepaprastai aktyvi, vandeniniuose tirpa-



7.4 pav.

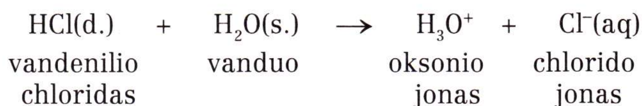
luose tokių jonų nebūna, jie prisijungia prie vandens molekulių ir sudaro oksonio joną (7.5 pav.).



7.5 pav.

H_3O^+ jonas – tai hidratuotas vandenilio jonas ($H^+ \cdot H_2O$), vadinamas *oksonio jonu,* arba tiesiog oksoniu*.

Vandenilio chlorido jonizacijos lygtis tokia:



HCl(d.)	+	H_2O(s.)	$\longrightarrow$	H_3O^+	+	Cl^-(aq)
vandenilio chloridas		vanduo		oksonio jonas		chlorido jonas

Toliau oksonio joną rašysime kaip hidratuotą vandenilio joną H^+(aq). Pavyzdžiui: HCl(d.) $\longrightarrow$ H^+(aq) + Cl^-(aq).

Rašant jonizacijos lygtis reikia nepamiršti, kad jonizacijoje dalyvauja vandens molekulės.

Jonizacijos lygtyse dujinę medžiagą žymėsime (d.), skystą – (s.), o hidratuotą – (aq).

Tirpalas, kuriame yra vandenilio jonų H^+(aq), yra rūgštinis.

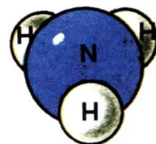
Vandenilio chlorido tirpalas vandenyje yra druskos rūgštis.

* Kai kuriuose vadovėliuose H_3O^+ jonas dar vadinamas hidronio, arba hidroksonio, jonu, tačiau šie pavadinimai yra neteiktini.

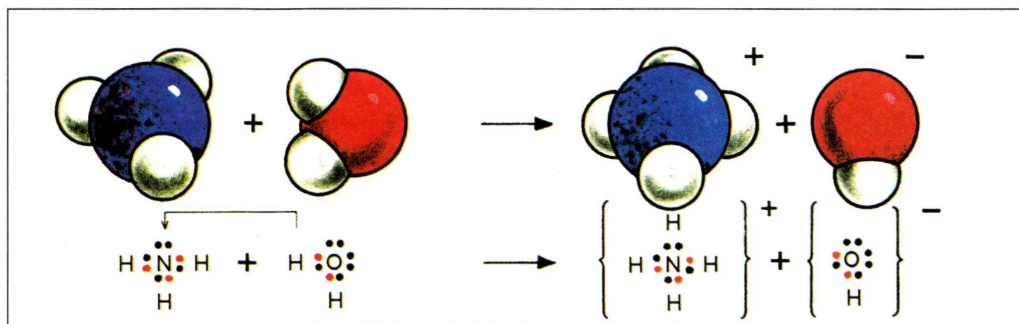
Amoniako molekulės NH_3 jonizacija

Amoniako molekulėje atomai yra susijungę kovalentiniu poliniu ryšiu (7.6 pav.).

Bandymas. Ištirkite amoniako tirpalo laidumą. Tam reikia į stiklinėlę laidumui matuoti įpilti amoniako vandeninio tirpalo. Amoniako tirpalas yra elektrolitas. Ką pastebėjote? Kodėl amoniako tirpalas yra laidus? Kokių jonų susidarė tirpale?



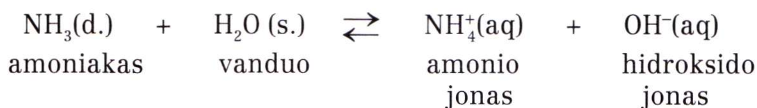
7.6 pav.



7.7 pav.

Šiuo atveju amoniakas ne pats suskyla į jonus, bet atima iš vandens molekulės H^+ (protoną), kuris prisijungia prie amoniako molekulės azoto atomo elektronų poros, neturinčios cheminio ryšio su vandenilio atomais. Tirpale susidaro du hidratuoti jonai: amonio jonas NH_4^+ ir hidroksido jonas OH^- (7.7 pav.).

Amoniako jonizacija vandenyje yra grįžtamoji reakcija, todėl lygtis rašoma taip:

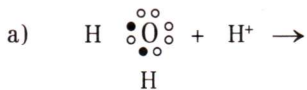


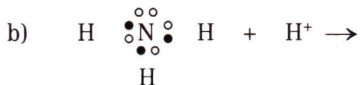
Tirpalas, kuriame yra hidroksido jonų OH^-, yra bazinis.

Cheminės reakcijos, kurios tomis pačiomis sąlygomis vyksta priešingomis kryptimis, vadinamos *grįžtamosiomis* reakcijomis.

Užduotys

1. Pavaizduokite, kaip susidaro H_2 ir HCl molekulės. Nurodykite kiekvienos molekulės cheminio ryšio tipą.
2. Parašykite H_2 ir HCl molekulių elektronines ir struktūrines formules, nurodykite atomų oksidacijos laipsnius.
3. Kokia atomo savybė vadinama elektriniu neigiamumu?
4. Palyginkite vandens molekulės ir oksonio jono sandarą. Parašykite jų elektronines formules.
5. Pavaizduokite amoniako molekulės susidarymo schemą.
6. Parašykite amoniako molekulės struktūrinę formulę. Nurodykite azoto ir vandenilio atomų oksidacijos laipsnius.
7. Palyginkite NH_3 molekulės ir NH_4^+ jono, H_2O molekulės ir OH^- jono sandarą. Parašykite šių dalelių elektronines formules.
8. Baikite schemas ir pavadinkite molekules ir jonus:





9. Palyginkite vandens molekulių vaidmenį disociacijoje ir jonizacijoje.

8 • Elektrolitų tirpalų savybės Indikatoriai •



Atsikandę obuolio ar citrinos, pajuntame rūgštų skonį (8.1 pav.). Mūsų liežuvyje yra receptorių, kurie parodo, kad į burną pateko kažkas rūgštaus.

Ištyrę įvairių medžiagų tirpalus, pastebėsite, kad jų savybės nevienodos.

1 bandymas. Į mažą stiklinėlę įpilkite citrinų rūgšties ar obuolių sulčių tirpalo. Į tirpalą įlašinkite aronijų arba raudongūžių kopūstų sulčių (jų spalva violetinė; 8.2 pav.). Sultyse esančio pigmento spalva tirpale pasikeitė – ji pasidarė raudona (lotynų kalbos žodis *pigmentum* reiškia „dažiklis“).

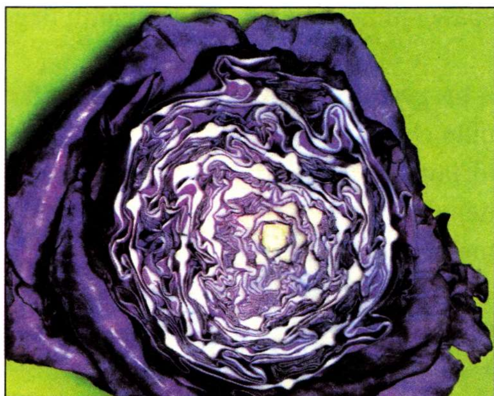
Citrinos ir obuoliai yra rūgštūs. Vandenilio chlorido tirpalas taip pat rūgštus, bet jo ragauti negalima.

2 bandymas. Aronijų ar raudongūžių kopūstų sulčių įlašinkite į kalkių vandenį arba sodos tirpalą. Pastebėsite, kad sultys įgavo mėlyną spalvą.

Sultyse esančių pigmentų spalva pakinta ir rūgštiniame, ir baziniame tirpale. Taigi jie gali parodyti, kokių medžiagų yra tirpale.



8.1 pav.



8.2 pav.

Beveik visi gamtiniai pigmentai, išskyrus geltonus, nudažantys gėlių vainiklapius įvairiausiomis spalvomis, taip pat keičia spalvą ir rūgštiniuose, ir baziniuose tirpaluose.

Pavasarį ant skruzdėlyno padėkite žibučių žiedlapių ir stebėkite, kaip jie paraudonuoja.

Medžiagos, kurios rūgščių ir bazių tirpaluose keičia spalvą, vadinamos *indikatoriais* (lotynų kalbos žodis *indicator* reiškia „rodiklis“).

Rūgštims ir bazėms nustatyti vartojami pramonės gaminami indikatoriai: lakmusas, fenolftaleinas, metiloranžinis ir kitos medžiagos.

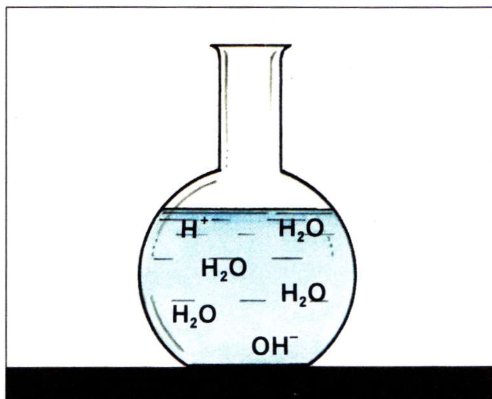
Indikatoriai	Indikatoriaus spalva		
	Rūgštinis tirpalas	Neutralus tirpalas	Bazinis tirpalas
Lakmusas	Raudonas	Violetinis	Mėlynas
Fenolftaleinas	Bespalvis	Bespalvis	Avietinis
Metiloranžinis	Rožinis	Oranžinis	Geltonas
Universalusis	Raudonas	Žalsvas	Pilkai melsvas

O dabar ištirkite, kaip keisis gamtinio indikatoriaus, lakmuso arba fenolftaleino spalva jums jau žinomų elektrolitų tirpaluose.

3 bandymas. Į keturias kolbutes įpilkite vandens, natrio chlorido tirpalo, vandenilio chlorido ir amoniako tirpalo. Į kiekvieną kolbutę įlašinkite kelis lašus indikatoriaus arba įmerkite lakmuso popierėlį. Vandens ir natrio chlorido tirpalo spalva nepakito, vandenilio chlorido tirpalas pasidarė raudonas, amoniako tirpalas – mėlynas.

Kodėl indikatoriaus spalva, palyginti su spalva vandenyje, pakinta vandenilio chlorido ir amoniako tirpale, o nepakinta natrio chlorido tirpale? Tai paaiškės, kai išnagrinėsime, kokių jonų susidarė kiekviename tirpale.

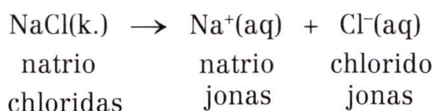
Vandenyje susidariusių H^+ ir OH^- jonų yra nedaug ir po lygiai; jie jungiasi vienas su kitu ir sudaro H_2O molekulę (8.3 pav.), todėl tirpinant medžiagas į gryno vandens jonizaciją nekreipiamas dėmesys.



8.3 pav.

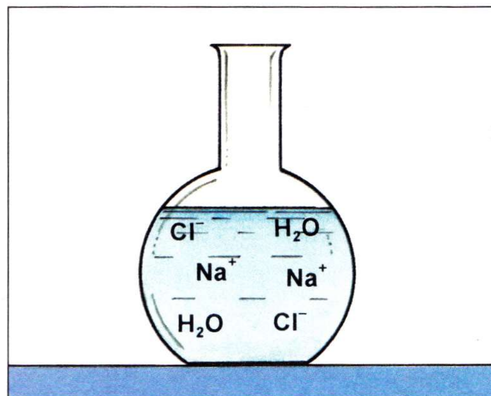
Tirpalas, kuriame vandenilio H^+ ir hidroksido OH^- jonų skaičius yra vienodas, vadinamas *neutraliu*.

Natrio chlorido tirpale yra hidratuotų natrio Na^+ ir chlorido Cl^- jonų (8.4 pav.).



$NaCl(k.) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

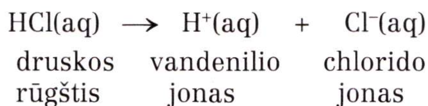
natrio chloridas — natrio jonas — chlorido jonas



8.4 pav.

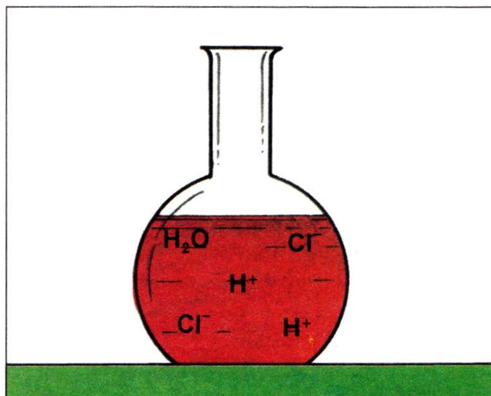
Tirpalas neutralus, todėl indikatorius nekeičia spalvos.

Vandenilio chlorido tirpale yra vandenilio H^+ ir chlorido Cl^- jonų (8.5 pav.). H^+ jonai ir pakeitė indikatoriaus spalvą į raudoną.

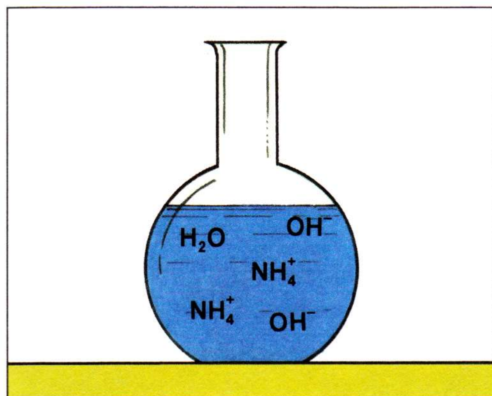


$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

druskos rūgštis — vandenilio jonas — chlorido jonas

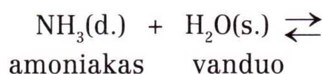


8.5 pav.



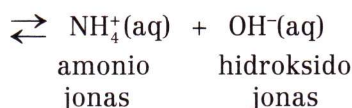
8.6 pav.

Amoniako tirpale yra hidroksido OH^- ir amonio NH_4^+ jonų (8.6 pav.). Indikatoriaus spalvą pakeitė hidroksido jonai OH^-.



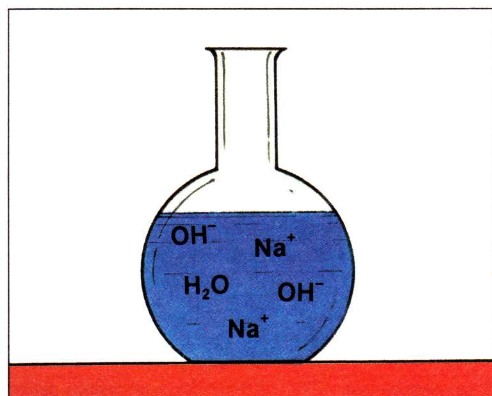
$$NH_3(d.) + H_2O(s.) \rightleftarrows$$

amoniakas vanduo



$$\rightleftarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

amonio jonas, hidroksido jonas

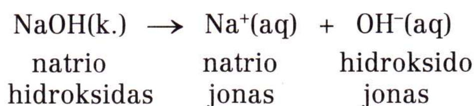


8.7 pav.

4 bandymas. Kad įsitikintumėte, jog indikatoriaus spalvą keičia OH^- jonai (o ne NH_4^+), juo ištirkite natrio hidroksido NaOH tirpalą. Tirpalas taip pat nusidažo mėlyna spalva (8.7 pav.).

Natrio hidroksidas yra joninis junginys, sudarytas iš natrio Na^+ ir hidroksido OH^- jonų.

Natrio hidroksido disociacijos lygtis:



$$NaOH(k.) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

natrio hidroksidas, natrio jonas, hidroksido jonas

Indikatoriaus spalvą pakeitė tirpale susidarę vandenilio H^+ ir hidroksido OH^- jonai.

Rūgštinių **savybių turi tokie tirpalai, kuriuose vandenilio jonų H^+ yra daugiau negu hidroksido jonų OH^-.** ***Bazinių*** **savybių turi tokie tirpalai, kuriuose hidroksido jonų OH^- yra daugiau negu vandenilio H^+ jonų.**

Neutralūs **yra tokie tirpalai, kuriuose vandenilio H^+ ir hidroksido OH^- jonų yra po lygiai.**

Rūgštiniai ir baziniai tirpalai yra priešingų savybių tirpalai.

Užduotys

1. Ką vadiname indikatoriais?
2. Kokie jums žinomi augalai turi indikatorių?
3. Pasidarykite indikatorinių popierėlių iš aronijų, juodųjų serbentų, mėlynių, raudongūžių kopūstų ar gervuogių sulčių.

   Uogas sutrinkite ir užpilkite trupučiu vandens; raudongūžius kopūstus susmulkinkite ir išspauskite sultis. Prisikarpykite filtruojamojo popieriaus juostelių. Juosteles įmerkite į pasidarytus tirpalus, paskui išdžiovinkite.

   Išdžiovintus indikatorinius popierėlius pamerkite atskirai į šiuos tirpalus:

   a) rūgštinį (citrinos, acto),

   b) neutralų (vandenį),

   c) bazinį (amoniako, skalbiamosios sodos ar muilo).

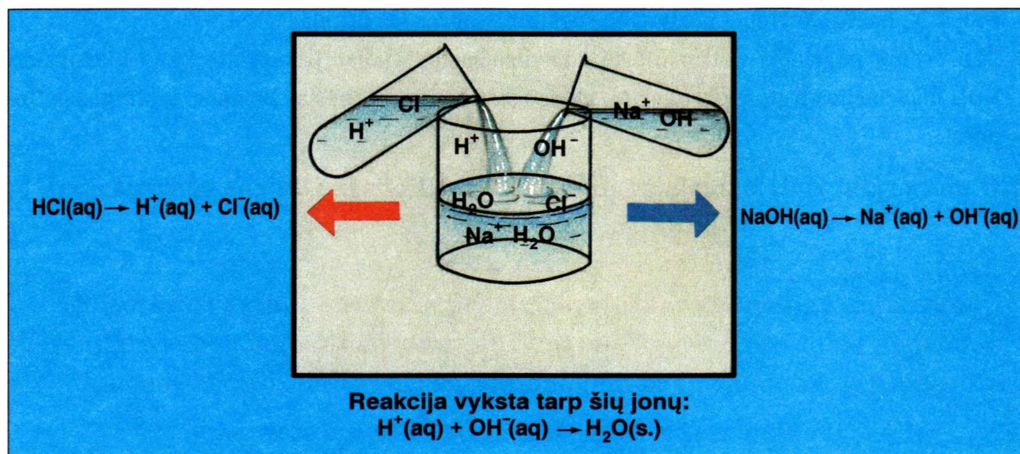
   Palyginkite, kaip pasikeitė indikatoriaus spalva.
4. Kokie jonai lemia rūgštinių tirpalų skonį, savybes?
5. Kokie jonai lemia bazinių tirpalų skonį, savybes?
6. Iš išvardytų medžiagų atrinkite tas, kurių tirpalai turės rūgštinių ir kurių bazinių savybių: a) valgomoji druska, b) natrio hidroksidas, c) vandenilio chloridas, d) amoniakas.
7. Pasakykite, kas vyksta tirpinant vandenilio bromidą HBr vandenyje. Parašykite lygtį ir nurodykite, kokių savybių – bazinių ar rūgštinių – turės šis tirpalas.
8. Jau esame nagrinėję natrio hidroksido disociaciją. Dabar parašykite kalio hidroksido KOH disociacijos lygtį ir nurodykite, kokios savybės (rūgštinės ar bazinės) būdingos jo tirpalui.

9 • Rūgštinių ir bazinių tirpalų sąveika •



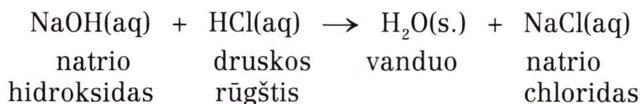
Žinome, kad vieniems tirpalams būdingos rūgštinės, kitiems – bazinės savybės, t. y. vienuose tirpaluose yra vandenilio jonų H^+, o kituose – hidroksido jonų OH^-. Ištirkime, kas susidaro reaguojant priešingų savybių tirpalams.

Bandymas. Į mėgintuvėlį su natrio hidroksido tirpalu įmerkite lakmuso popierėlį. Hidroksido jonai OH^-, esantys tirpale, keičia violetinę lakmuso spalvą į mėlyną. Tą tirpalą supilkite į cheminę stiklinę ir į ją atsargiai pilkite druskos rūgšties tirpalą (9.1 pav.). Netrukus pamatysite, kad lakmusas atgavo pirminę violetinę spalvą. Tai rodo, jog tirpalas pasidarė neutralus.



9.1 pav.

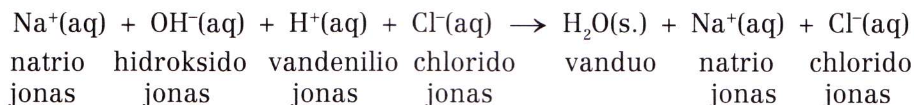
Vykstančią reakciją galime užrašyti tokia lygtimi (greta kiekvienos medžiagos būtina pažymėti jos agregatinę būseną):



$$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow H_2O(s.) + NaCl(aq)$$

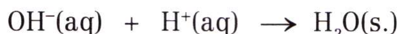
Ši lygtis vadinama bendrąja cheminės reakcijos lygtimi. Ji rodo, kokios medžiagos reaguoja ir kokios susidaro. Cheminių reakcijų esmę geriau galima perteikti jonine lygtimi.

Joninė lygtis rodo, kokių jonų yra tirpale ir kokie iš jų reaguoja tarpusavyje.



$$Na^+(aq) + OH^-(aq) + H^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow H_2O(s.) + Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

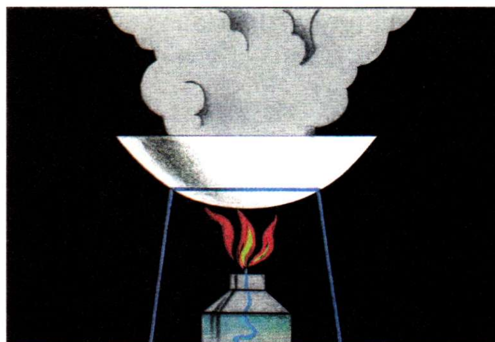
Iš šios lygties matome, kad priešingų savybių vandenilio H^+ ir hidroksido OH^- jonai susijungė ir sudarė neutralią medžiagą – vandenį, o natrio ir chlorido jonai nedalyvavo reakcijoje. Į šiuos jonus galime nekreipti dėmesio. Gausime sutrumpintą lygtį, kuri rodo, tarp kokių jonų vyksta reakcija:



$$OH^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2O(s.)$$

Reakcijos, kurioms vykstant ir rūgštinis, ir bazinis tirpalas praranda savo savybes, vadinamos *neutralizacijos* reakcijomis.

Apie neutralizacijos reakcijas kalbėsime vėliau.



9.2 pav.



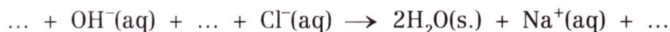
9.3 pav.

Tęskite bandymą. Gautąjį tirpalą supilkite į garinimo lėkštelę ir kaitinkite. Išgarinę tirpalą, gausite kietą kristalinę medžiagą (9.2 ir 9.3 pav.) – natrio chloridą NaCl (valgomąją druską).

Neutralizacijos reakcijų produktai yra neutralios medžiagos, šiuo atveju – vanduo ir natrio chloridas NaCl (druska). Natrio chloridas yra tik šalutinis neutralizacijos produktas.

Užduotys

1. Kodėl HCl tirpalui būdingos rūgštinės savybės?
2. Kodėl NaOH tirpalui būdingos bazinės savybės?
3. Baikite rašyti šias reakcijų lygtis:



$$... + OH^-(aq) + ... + Cl^-(aq) \longrightarrow 2H_2O(s.) + Na^+(aq) + ...$$



$$OH^-(aq) + ... \longrightarrow 2H_2O\ (s.)$$



$$... + ... \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O\ (s.)$$

10 • Tirpalo koncentracija ir pH •



Daug cheminių reakcijų vyksta tirpaluose. Svarbus tirpalo rodiklis yra jo koncentracija. Ji rodo, kiek medžiagos yra ištirpusios tam tikrame tirpalo tūryje.

Koncentracija yra medžiagos kiekis (gramais), ištirpintas 1litre (l)* arba kubiniame decimetre (dm^3) tirpalo.

Pavyzdžiui, viename litre tirpalo yra ištirpę 116 g natrio chlorido NaCl.

Tirpalo koncentracija 116 g/l, arba 116 g/dm^3.

Tačiau daug patogiau tirpalo koncentraciją išreikšti moliais litre (arba dm^3), t. y. struktūrinių dalelių skaičiumi litre (arba dm^3).

Tirpalo molinė koncentracija rodo, kiek molių ištirpusios medžiagos (tirpinio) yra viename litre (l) arba viename kubiniame decimetre (dm^3) tirpalo.

Norint natrio chlorido tirpalo koncentraciją išreikšti moliais litre, pirmiausia turime apskaičiuoti natrio chlorido NaCl molinę masę.

$M(\mathrm{NaCl}) = 58 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} ; \qquad n = \frac{116 \cancel{\text{g}}}{58 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 2 \text{ mol}$$

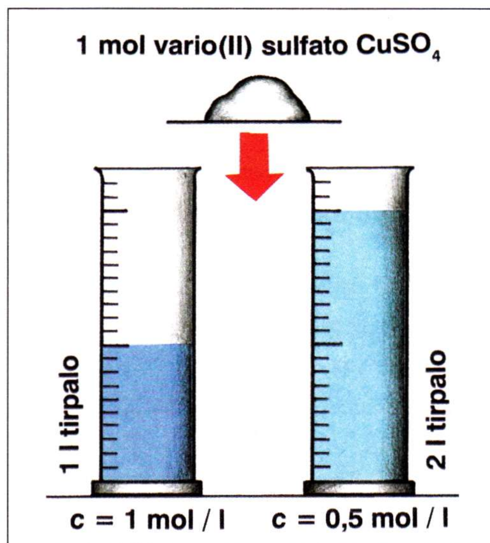
Vadinasi, 1 litre tirpalo yra ištirpę 2 mol NaCl – tirpalo molinė koncentracija 2 mol/l.

---

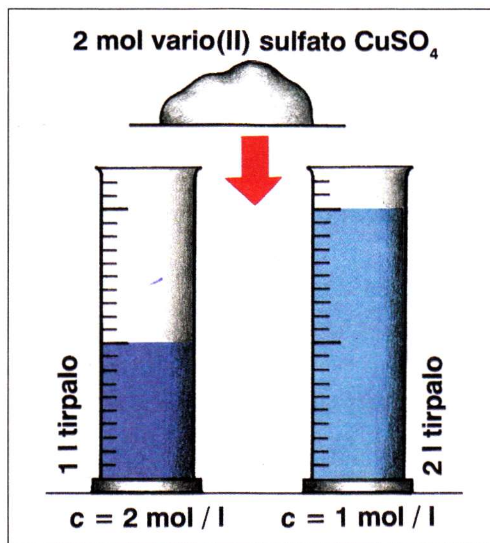
* Litras žymimas didžiąja L arba mažąja l raide.

Tirpalo koncentracija žymima mažąja raide *c* ir priklauso nuo:

- ištirpusios medžiagos kiekio (molių);
- tirpalo tūrio (10.1 ir 10.2 pav.).



10.1 pav.



10.2 pav.

Tirpalo molinės koncentracijos apskaičiavimas

Tirpalo molinė koncentracija apskaičiuojama naudojantis formule:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{tirpalo})}$$

$n(x) = c(x) \cdot V(\text{tirpalo})$; čia c – koncentracija (mol/l);
n – medžiagos kiekis (mol);
V – tirpalo tūris (l);
x – tirpinamoji medžiaga (tirpinys).

Pabandykime apskaičiuoti, kiek gramų valgomosios druskos NaCl reikės ištirpinti, kad gautume 100 ml tirpalo, kurio koncentracija 0,1 mol/l.

Kadangi tirpalo koncentracija 0,1 mol/l, tai:
1000 ml yra ištirpę 0,1 mol NaCl, o
100 ml tirpalo NaCl yra ištirpę dešimt kartų mažiau – 0,01 mol.

Apskaičiavę NaCl molinę masę M(NaCl) = 58 g/mol, galime sužinoti ištirpusio natrio chlorido masę.

m(NaCl) = n(NaCl) · M(NaCl) = 0,01 mol · 58 g/mol = 0,58 g

Taigi subėrę 5,8 g natrio chlorido į 100 ml matavimo kolbą, pripylę vandens iki žymės ir suplakę, gausime 0,1 mol/l koncentracijos tirpalą.

Dabar pabandykime apskaičiuoti, kiek gramų NaCl reikės 250 ml tirpalo, kurio c – 0,40 mol/l, padaryti.
Sprendžiame tokiu pat būdu.

M(NaCl) = 58 g/mol
n(NaCl) = c(NaCl) · V(tirpalo) = 0,40 mol/l · 0,25 l = 0,10 mol
m(NaCl) = n(NaCl) · M(NaCl) = 0,10 mol · 58 g/mol = 5,8 g

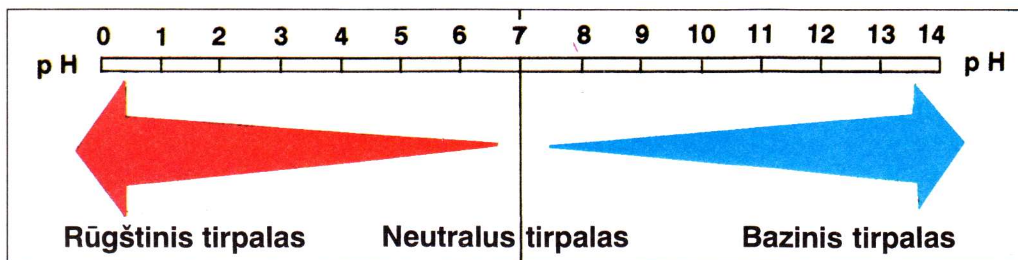
Atsvėrę 5,8 g valgomosios druskos, subėrę ją į 250 ml matavimo kolbą ir pripylę vandens (plakant) iki žymės, gausime 0,40 mol/l koncentracijos tirpalą.

*p*H – vandenilio jonų rodiklis

Žinant tirpalo koncentraciją, galima apskaičiuoti, kiek vienų ar kitų dalelių yra tirpale, pavyzdžiui, kiek yra vandenilio ar hidroksido jonų (kokia šių jonų koncentracija). Daugelis įvairiausių gamtoje vykstančių reiškinių priklauso nuo H^+ ir OH^- jonų koncentracijos tirpaluose.

Tačiau vandenilio jonų koncentraciją, išreikštą mol/l, ne visada patogu naudoti. Patogumo dėlei sutarta ją išreikšti vandenilio jonų rodikliu *p*H.

Dydis *p*H vadinamas vandenilio jonų rodikliu.



10.3 pav.

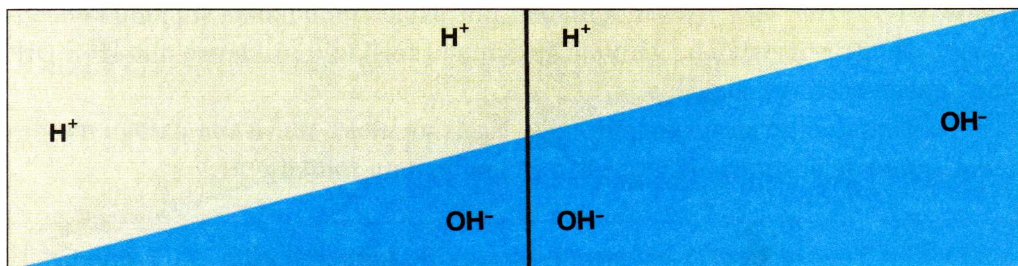
*p*H rodiklis nusako vandenilio jonų koncentraciją tirpale. Vandenilio jonų rodiklio *p*H vertė apskaičiuojama žinant vandenilio jonų koncentraciją tirpale. Kaip tai padaryti, sužinosite vyresnėse klasėse.

Kol kas prisiminkite, kad rūgščių tirpalų *p*H < 7, o bazinių *p*H > 7. Kuo *p*H mažesnis, tuo tirpalas rūgštesnis, kuo *p*H didesnis, tuo tirpalas baziškesnis. Paprastai tirpalo rūgštingumas svyruoja nuo *p*H = 6 (silpnai rūgštinio) iki *p*H = 0 (stipriai rūgštinio). Kita *p*H skalės pusė rodo bazines savybes, kintančias nuo *p*H = 8 (silpnai bazinio) iki *p*H = 14 (stipriai bazinio). Baziniuose tirpaluose yra hidroksido jonų OH^-.

Neutralaus tirpalo *p*H = 7. Rūgštinio tirpalo *p*H < 7. Bazinio tirpalo *p*H > 7.

Vandeniniuose tirpaluose visada esti ir H^+, ir OH^- jonų. Taip yra todėl, kad net gryno vandens molekulės menkai jonizuojasi.


$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH$$



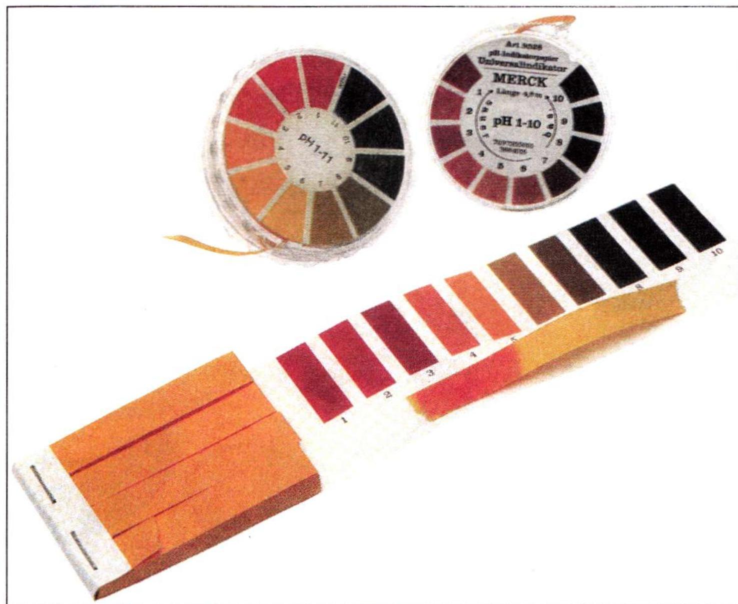
10.4 pav.

Pilant į vandenį rūgšties, didėja H^+ jonų koncentracija, dalis šių jonų susijungia su OH^- jonais ir sumažina jų koncentraciją. Rūgštiniuose tirpaluose H^+ jonų yra daugiau negu OH^- jonų. Pilant į vandenį šarmo, pvz., natrio hidroksido tirpalo, didėja OH^- jonų koncentracija ir mažėja H^+ jonų koncentracija. Baziniuose tirpaluose OH^- jonų yra daugiau negu H^+ jonų (10.4 pav.).

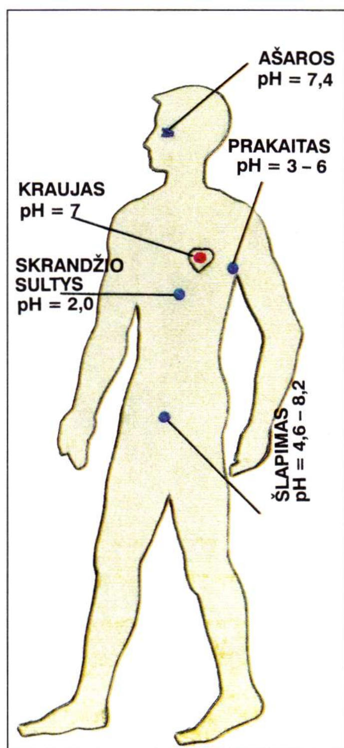


10.5 pav.

Tirpalo *p*H galime nustatyti indikatoriais pagal jų spalvos pokytį. Dažniausiai vartojamas universalusis indikatorius (indikatoriniai popierėliai), kurį sudaro įvairių indikatorių mišinys. Indikatorinį popierėlį sudrėkinus tiriamuoju tirpalu, jis nusidažo tam tikra spalva, rodančia konkrečią *p*H vertę (ją sužinosime palyginę nusidažiusio popierėlio spalvą su etalonine spalvų skale). Pabandykite užlašinti ant indikatorinio popierėlio lašą citrinos sulčių arba vandens iš čiaupo (10.5 pav.). Nustatykite, koks šių tirpalų *p*H. 10.6 pav. pavaizduoto indikatoriaus spalva kinta nuo *p*H = 1 iki *p*H = 10.



10.6 pav.



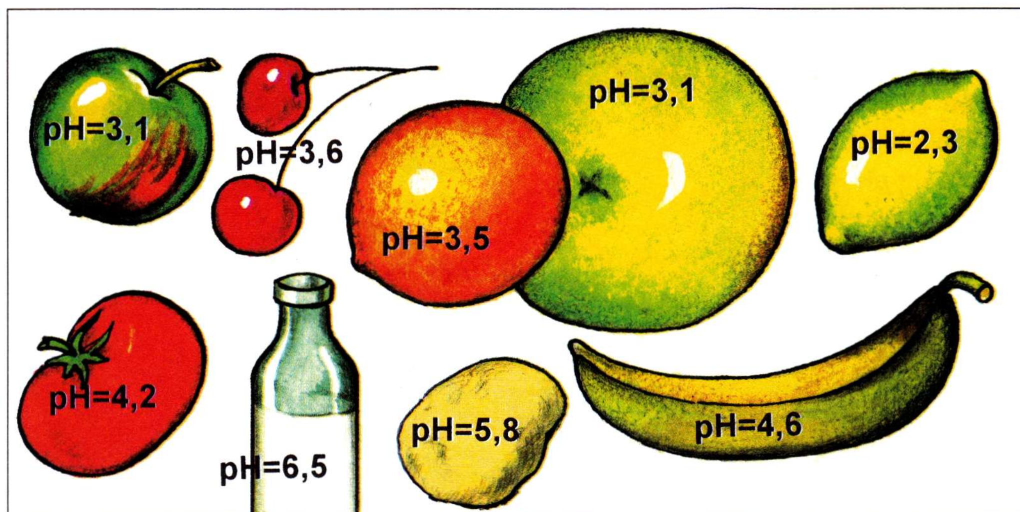
10.7 pav.

Vandenilio jonų rodiklis labai svarbus įvairiems procesams, jų kontrolei ir reguliavimui.

Vandenilio jonų rodikliu naudojasi ne tik chemikai, bet ir biologai, medikai, agrochemikai. Juo apibūdinamas kraujo, skrandžio sulčių (10.7 pav.), dirvožemio ir įvairių vaisių bei daržovių rūgštingumas (10.8 pav.).

Tiek vandenyje, tiek dirvožemyje vykstantys cheminiai ir biologiniai procesai yra labai jautrūs H^+ jonų skaičiaus kitimui. *p*H matavimas yra paprastas, bet svarbus būdas nustatyti rūgštingumą ir nuspręsti, ar jis kenks tiems procesams.

Tirpale indikatoriai nusidažo ir iš spalvos sprendžiama apie jo *p*H. Tam tikra indikatoriaus spalva atitinka tam tikrą vandenilio jonų rodiklio vertę. Kiekvienas indikatorius turi savitas spalvas, atitinkančias *p*H vertę.



10.8 pav.

pH 7,0 6,5 6,0 5,5 5,0 4,5 4,0

Žūsta vėžiagyviai, sraigės

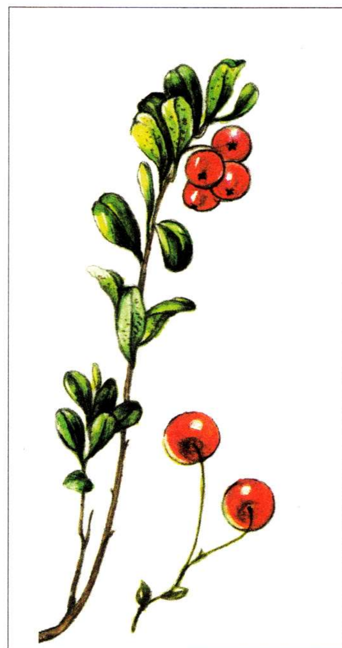
Žūsta lašišos, upėtakiai, kuojos

Žūsta sykai, kiršliai

Žūsta ešeriai ir lydekos

Žūsta unguriai

10.9 pav.



10.10 pav.

Mikroorganizmai, augalai, gyvūnai ir žmogus jautriai reaguoja į vandens rūgštingumo pasikeitimą. Ypač jautrios aplinkos *p*H pokyčiams žuvys. Kiekviena žuvų rūšis prisitaikiusi prie tam tikro vandens *p*H (10.9 pav.).

Dirvos tirpalo vandenilio jonų rodiklis yra vienas tų veiksnių, nuo kurių priklauso kurios nors rūšies kultūrinių augalų derlingumas. Pavyzdžiui, maistingoje, bet rūgščioje dirvoje, kurios *p*H = 5,0–5,5, miežių daigai visiškai neauga, o bulvės kaip tik tokio rūgštingumo dirvožemyje duoda gerą derlių.

Kai kurios dirvos pavasarį kalkinamos (mažinamas jų rūgštingumas), kad geriau augtų augalai.

Rūgščią dirvą mėgsta rūgštynės, rododendrai, bruknės (10.10 pav.). Šie augalai auga dirvoje, kurios *p*H = 3–4.

Užduotys

1. 250 ml yra ištirpę 11,2 g kalio chlorido KCl. Kokia tirpalo molinė koncentracija?
2. Kiek gramų natrio chlorido reikės, kad gautume 250 ml tirpalo, kurio *c* 0,40 mol/l?

3. Išvardykite, kurių 10.8 pav. pavaizduotų produktų sultys bus: a) rūgščios, b) beveik neutralios.
4. Nurodykite, kurie tirpalai žmogaus organizme: a) rūgštūs, b) neutralūs, c) šarminiai. Kodėl?
5. Stebėkite, kaip pavasarį keičiasi žydinčių neužmirštuolių spalva: pradėdamos žydėti jos būna rausvos, vėliau įgauna violetinę spalvą ir baigdamos žydėti tampa mėlynos. Paaiškinkite, kaip keičiasi gėlių ląstelių sulčių rūgštingumas per augimo laiką.

Praktikos darbas

1. Rūgštinių ir bazinių tirpalų tyrimas:
   a) pasigaminkite indikatorių iš raudongūžių kopūstų sulčių;
   b) ištirkite universaliuoju indikatoriumi ir raudongūžių kopūstų sultimis šiuos tirpalus: kepimo miltelių, pelenų, skalbimo miltelių, skalbiamojo muilo, acto, citrinų rūgšties, langų stiklų valiklio;
   c) nustatykite, kurių tirpalų savybės rūgštinės, kurių bazinės;
   d) nustatykite, koks tų tirpalų *p*H.

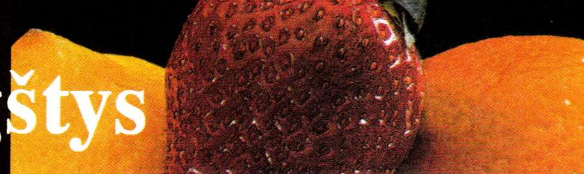
2. Molinės koncentracijos tirpalų ruošimas:
   a) gavę mokytojo užduotį apskaičiuokite, kiek valgomosios druskos ir vandens reikės, norint pagaminti tam tikros molinės koncentracijos tirpalą;
   b) padarykite tokios koncentracijos valgomosios druskos tirpalą.

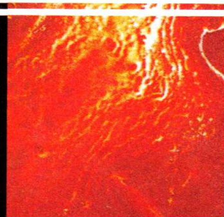


RŪGŠTYS IR BAZĖS

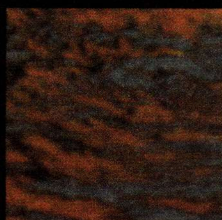
Rūgštys

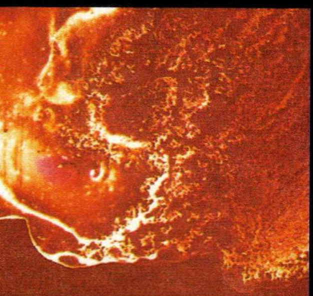


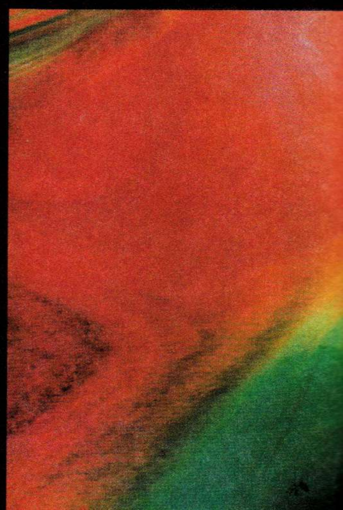






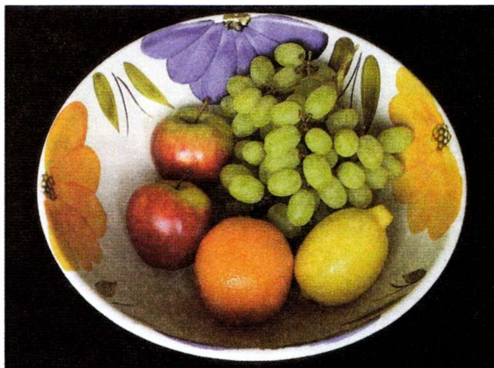




11.1 • Rūgštys aplink mus •

Mūsų aplinkoje yra daugybė žinomų ir vartojamų rūgščių. Jau tyrinėjote ir įsitikinote, jog jų yra vaisiuose, daržovėse (11.1 pav.), pieno produktuose. Tai obuolių, rūgštynių, citrinų, pieno, sviesto, vyno, acto, kavos ir kitos rūgštys.



11.1 pav.

Žmogaus organizme yra askorbo rūgšties (vitamino C), aminorūgščių (įeina į baltymų sudėtį). Žmogaus skrandyje yra druskos rūgšties. Ji padeda virškinti maistą ir naikina bakterijas.



11.2 pav.

Vasarą nesėskite prie skruzdėlyno (11.2 pav.), nes ilgai jį įsiminsite: skruzdėlytės ne tik įkanda, bet dar ir įšvirkščia nuodų, kurių sudėtyje yra skruzdžių rūgšties HCOOH. Tropikų voras, gelbėdamasis nuo priešų, trykšteli skysčio, kuriame yra 84% acto rūgšties CH_3COOH.

Buityje naudojama daug įvairių rūgštinių valiklių (11.3 pav.).



11.3 pav.

Lietaus vanduo taip pat truputį rūgštus, nes ore esantis anglies dioksidas CO_2 tirpsta lietaus lašeliuose ir sudaro tirpalą – silpną anglies rūgštį H_2CO_3.

Po vasaros griaustinio lietaus vanduo taip pat parūgštėja, nes jame susidaro azoto rūgšties HNO_3.

Dėl žmogaus veiklos susidarę įvairios rūgštys teršia atmosferą, daro žalą gamtai ir statiniams (11.4 pav.).





11.4 pav.

Užduotys

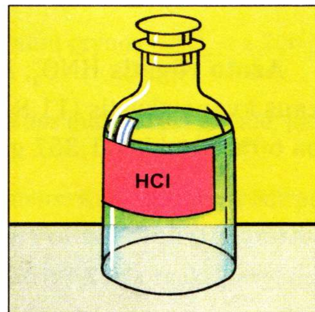
1. Indikatoriais ištirkite skruzdėlyną.
2. Pasigaminkite iš augalinių pigmentų indikatorius ir ištirkite ežero, upelio ar šulinio vandenį. Nustatykite, ar jis rūgštus.

11.2 • Pramoninės rūgštys •



Plėtojantis pramonei ir kitokiai techninei žmonių veiklai, vien gamtinių rūgščių neužtenka.

Be natūralių gamtinių rūgščių, žmogus išmoko pasigaminti įvairių reikalingų rūgščių. Susipažinkite su jomis.



11.5 pav.

Druskos rūgštis yra vandenilio chlorido HCl vandeninis tirpalas.

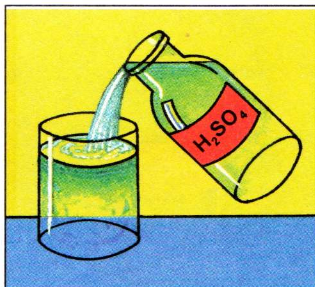
Druskos rūgštis HCl, M_r = 36,5. Koncentruota druskos rūgštis yra bespalvis skystis (11.5 pav.). Drėgname ore rūksta, nes išsiskiria aštraus kvapo vandenilio chlorido HCl dujos. Vandenilio chlorido masės dalis koncentruotame tirpale yra 0,37. Koncentruota rūgštis yra 37% vandenilio chlorido tirpalas. Šio tirpalo tankis 1,19 g/cm³.



11.6 pav.

Druskos rūgšties Lietuvos chemijos pramonė negamina. Jos į Lietuvą atgabenama iš kitų kraštų.

Sieros rūgštis H_2SO_4, M_r = 98. Tai bespalvis klampus skystis, beveik du kartus sunkesnis už vandenį (11.6 pav.). Koncentruotoje rūgštyje H_2SO_4 masės dalis 0,95–0,98, arba 95–98%. Tankis 1,84 g/cm³. Koncentruota sieros rūgštis gerai sugeria vandens garus iš oro, todėl dažnai vartojama medžiagoms džiovinti.



11.7 pav.

Įspėjimas. Su koncentruota rūgštimi elkitės atsargiai. Skiesdami rūgštį pilkite į vandenį, o ne atvirkščiai (11.7 pav.).

Sieros rūgščiai tirpstant vandenyje, susidaro patvarūs sieros rūgšties hidratai $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ ir kt. ir išsiskiria daug šilumos. Pilant vandenį į rūgštį, paviršiuje susidaręs tirpalas gali net užvirti ir susprogdinti indą.

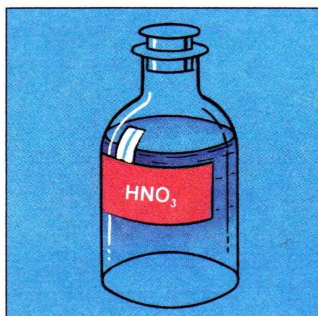
Sieros rūgšį gamina Kėdainių chemijos gamykla „Fostra".

Azoto rūgštis HNO_3, $M_r = 63$. Gryna azoto rūgštis yra bespalvis, aštraus troškaus kvapo skystis (11.8 pav.). Koncentruotoje rūgštyje HNO_3 masės dalis 0,6, arba 60%. Tankis – 1,367 g/cm^3.

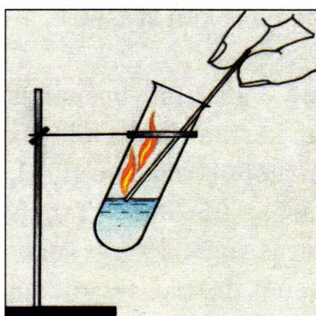
Koncentruota azoto rūgštis oksiduoja daugelį medžiagų. Dirbdami su azoto rūgštimi, būkite itin atsargūs.

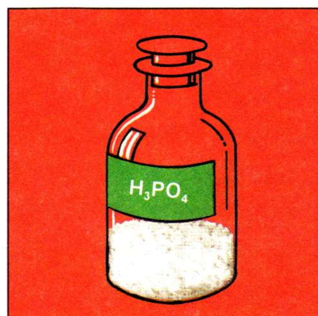
Koncentruota azoto rūgštis reaguoja su baltyminėmis medžiagomis ir sudaro ryškiai geltonus junginius, todėl patekus rūgščiai ant odos, atsiranda geltonų dėmių. Rūgštis ardo vilnas ir natūralų šilką, medžio pjuvenos, skudurai nuo jos net užsidega. Į koncentruotą azoto rūgštį įkišta rusenanti skalelė skaisčiai suliepsnoja (11.9 pav.).

Fosforo rūgštis H_3PO_4, $M_r = 98$. Tai kieta kristalinė medžiaga (11.10 pav.), gerai tirpsta vandenyje. Paprastai vartojama ištirpinta vandenyje (70–85% tirpalas).



11.8 pav.


11.9 pav.



11.10 pav.

Skirtingai nuo azoto rūgšties, fosforo rūgštis nelaki. Ji gaminama „Fostroje“. Nenuodinga, todėl ja parūgštinami konditerijos gaminiai.

Užduotys

1. Vandenilio chlorido masės dalis tirpale 0,25. Išreikškite vandenilio chlorido masės dalį procentais. Kiek vandens yra 100 g šio tirpalo?
2. Kiek kilogramų vandens yra 10 kg 20% sieros rūgšties?
3. Sieros rūgšties masės dalis tirpale 0,2. Apskaičiuokite, kiek gramų grynos H_2SO_4 yra 200 g tirpalo.
4. Turime 500 g 10% sieros rūgšties tirpalo. Kokia bus sieros rūgšties masės dalis tirpale, jeigu jį atskiesime 0,5 l vandens?
5. Koncentruotoje sieros rūgštyje (ρ = 1,83 g/cm^3) yra 6,4% vandens. Kiek H_2SO_4 yra ištirpę viename litre tokios rūgšties?
6. Kodėl suliepsnoja rusenanti skalelė koncentruotoje azoto rūgštyje? Kokia reakcija vyksta degant skalelei?
7. Turime 250 ml druskos rūgšties HCl tirpalo, kurio koncentracija 2 mol/l. Kiek molių HCl yra ištirpinta?

11.3 • Rūgščių sudėtis •



Pagal sudėtį rūgštys skirstomos į deguonines ir bedeguones.

Formulė	Pavadinimas
Bedeguonės	
HCl	Vandenilio chlorido rūgštis, arba druskos rūgštis
HBr	Vandenilio bromido rūgštis
H_2S	Vandenilio sulfido rūgštis
Deguoninės	
HNO_3	Azoto rūgštis
H_2SO_4	Sieros rūgštis
H_2SO_3	Sulfitinė rūgštis
H_2CO_3	Anglies rūgštis
H_3PO_4	Fosforo rūgštis
CH_3COOH	Acto rūgštis
HCOOH	Skruzdžių rūgštis

Visi šie junginiai yra rūgštys. Įsidėmėkite visoms rūgštims bendras savybes.

1. Rūgščių sudėtyje yra vandenilio atomų.
2. Rūgštys vandenyje jonizuojasi ir sudaro vandenilio jonus $H^+(aq)$, todėl jos:
   a) yra rūgštaus skonio;
   b) vienodai veikia indikatorius.
3. Tai elektrolitai. Vandeniniai rūgščių tirpalai praleidžia elektros srovę.

VIII klasėje išmokote iš formulės nustatyti dvinarių junginių atomų oksidacijos laipsnius.

Prisiminkite: formulėje visų atomų oksidacijos laipsnių algebrinė suma lygi nuliui. Deguonies oksidacijos laipsnis rūgštyse visada –2, o vandenilio +1.

Pasimokykite nustatyti deguoninių rūgščių centrinio atomo (S, C, P, N ir kitų) oksidacijos laipsnius.

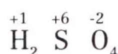
Nustatykite sieros atomo oksidacijos laipsnį H_2SO_4.

	H	S	O
Atomų skaičius	2	1	4
Oksidacijos laipsnis	+1	x	–2
Krūvių suma	+2	x	–8

$(+2) + (x) + (-8) = 0$

$x = (+8) - (-2) = (+6)$

$x = +6$



Sieros oksidacijos laipsnis rūgštyje +6.

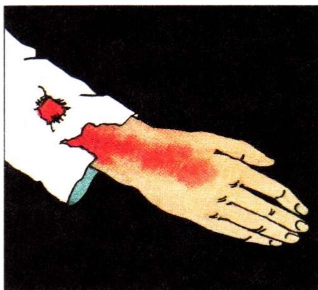
Oksidacijos laipsnius galima nustatyti ir kitokiais būdais. Pavyzdžiui, fosforo rūgšties H_3PO_4 fosforo atomo oksidacijos laipsnį galima nustatyti taip:

H_3PO_4	3(H)	$+1 \cdot 3$	+3
	4(O)	$-2 \cdot 4$	–8
	1(P)	x	+5 (skirtumas)
			Krūvių suma = 0

Nustatykite:

a) azoto atomo oksidacijos laipsnį azoto rūgštyje;

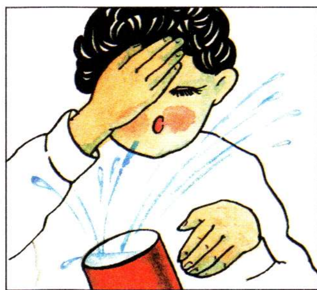
b) anglies atomo oksidacijos laipsnį anglies rūgštyje.



11.11 pav.



11.12 pav.



11.13 pav.



Su rūgštimis elkitės atsargiai, nes tai ėdžios medžiagos. Saugokitės, kad rūgštys nepatektų ant kūno (ypač į akis) ir drabužių. Užlietą, užlašėjusią rūgštį gausiai plaukite vandeniu (11.11–11.13 pav.).

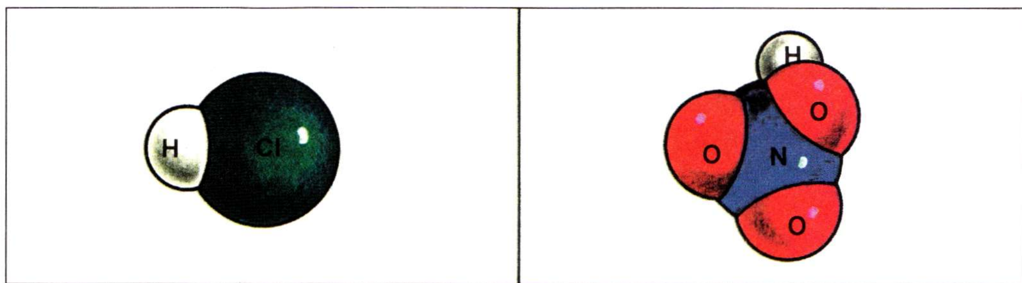
Šis etiketės ženklas reiškia, kad indelyje rūgštis arba šarmas. Būkite atsargūs!

11.4 • Rūgščių jonizacija •



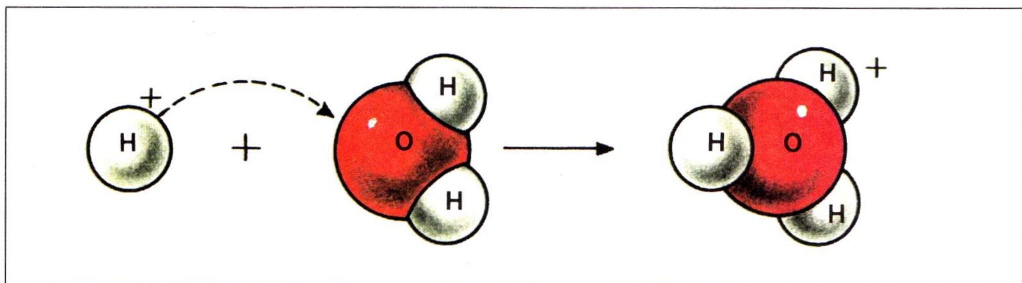
Rūgštys paprastai yra molekuliniai kovalentinio ryšio junginiai (11.14 ir 11.15 pav.). Vandeniniuose tirpaluose, veikiamos vandens molekulių, rūgštys jonizuojasi: atiduoda vieną ar kelis vandenilio jonus H^+. Šie jonai prisijungia prie vandens molekulių ir sudaro H_3O^+ jonus (11.16 pav.).

Kodėl vienas rūgštis vadiname stipriomis, kitas – silpnomis? Kuo lengviau nuo rūgšties molekulės atskyla vandenilio jonas, tuo stipresnė rūgštis. Stiprios rūgštys yra sieros rūgštis H_2SO_4, druskos rūgštis HCl, azoto rūgštis HNO_3. Jos vandeniniame tirpale visiškai jonizuojasi.

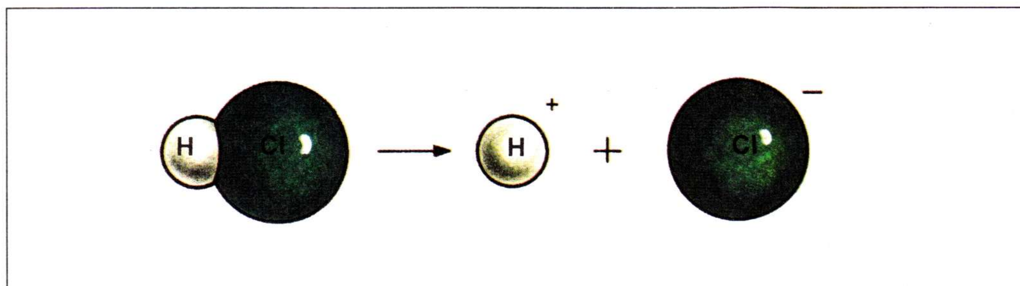


11.14 pav.

11.15 pav.



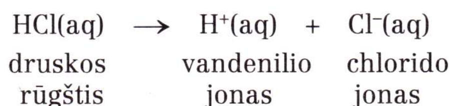
11.16 pav.



11.17 pav.

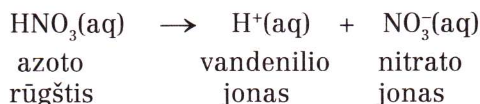
Kad būtų paprasčiau, jonizacijos lygtyje vietoj oksonio jono H_3O^+ rašome vandenilio joną H^+, tačiau reikia visada prisiminti, kad jis tirpale būna ne laisvas, o hidratuotas – prisijungęs prie vandens molekulės.

Rūgštys, kurių molekulėje yra vienas vandenilio atomas, jonizuojasi taip. Druskos rūgšties jonizacija (11.17 pav.):



$HCl(aq)$	$\longrightarrow$	$H^+(aq)$	$+$	$Cl^-(aq)$
druskos rūgštis		vandenilio jonas		chlorido jonas

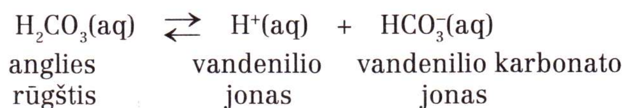
Azoto rūgšties jonizacija:



$HNO_3(aq)$	$\longrightarrow$	$H^+(aq)$	$+$	$NO_3^-(aq)$
azoto rūgštis		vandenilio jonas		nitrato jonas

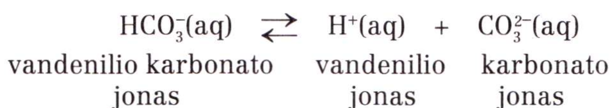
Visai kitaip jonizuojasi rūgštys, kurių sudėtyje yra keli vandenilio atomai. Jos vandeniniame tirpale jonizuojasi pakopomis. Kaip tai vyksta? Anglies rūgštis H_2CO_3 yra silpna rūgštis. Tik nedidelė dalis jos molekulių yra jonizavęsi. Dalis susidariusių jonų jungiasi tarpusavyje ir sudaro rūgšties molekulę, todėl šios rūgšties jonizacijos lygtį rašysime kaip grįžtamosios reakcijos lygtį.

I pakopa



$H_2CO_3(aq)$	$\rightleftarrows$	$H^+(aq)$	$+$	$HCO_3^-(aq)$
anglies rūgštis		vandenilio jonas		vandenilio karbonato jonas

II pakopa



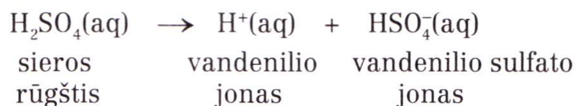
$$HCO_3^-(aq) \rightleftarrows H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

vandenilio karbonato jonas — vandenilio jonas — karbonato jonas

Anglies rūgšties vandeniniame tirpale $CO_3^{2-}(aq)$ jonų koncentracija yra gerokai mažesnė negu $HCO_3^-(aq)$ jonų, todėl į juos galima nekreipti dėmesio. Pakanka parašyti tik pirmosios rūgšties jonizacijos pakopos lygtį.

Sieros rūgštis yra stipri rūgštis. Ji yra vandeniniame tirpale visiškai jonizuota. Vandenilio jonai atitrūksta nuo rūgšties molekulės vienas po kito.

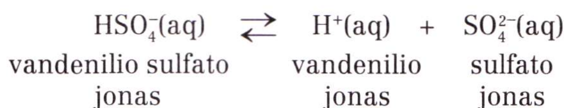
I pakopa



$$H_2SO_4(aq) \longrightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$

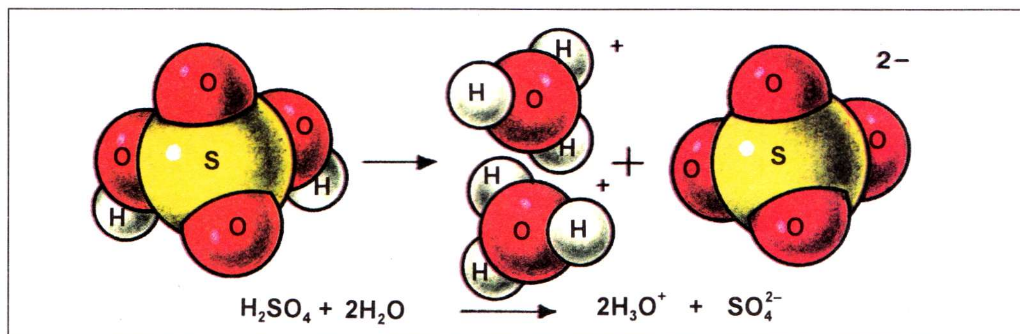
sieros rūgštis — vandenilio jonas — vandenilio sulfato jonas

II pakopa



$$HSO_4^-(aq) \rightleftarrows H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

vandenilio sulfato jonas — vandenilio jonas — sulfato jonas



11.18 pav.

Matome, kad ši reakcija yra grįžtamoji, todėl sieros rūgšties tirpale vyrauja HSO_4^-, o ne SO_4^{2-} jonai. Suminė sieros rūgšties jonizacijos lygtis pavaizduota 11.18 paveiksle.

Rūgščių neigiamieji jonai (anijonai) vadinami rūgščių liekanomis. Jų krūvis visada lygus atskilusių vandenilio jonų skaičiui.

Rūgšties formulė	Rūgšties liekana	Rūgšties liekanos pavadinimas	Rūgšties stiprumas
HCl	Cl^-	chloridas	stipri
HNO_3	NO_3^-	nitratas	stipri
H_2SO_4	HSO_4^-	vandenilio sulfatas	stipri
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	divandenilio fosfatas	vidutinė
$HCOOH$	$HCOO^-$	formiatas*	vidutinė
CH_3COOH	CH_3COO^-	acetatas	silpna
H_2CO_3	HCO_3^-	vandenilio karbonatas	silpna

Užduotys

1. Kodėl HCl rūgštis yra stipri rūgštis? Nuo ko tai priklauso?
2. Kodėl anglies rūgšties jonizacijos lygtį rašome kaip grįžtamosios reakcijos lygtį?
3. Parašykite visų jums žinomų rūgščių jonizacijos lygtis.

* Iš lotynų kalbos žodžio *formica* – „skruzdėlė“.

11.5 • Rūgščių sąveika su metalais •

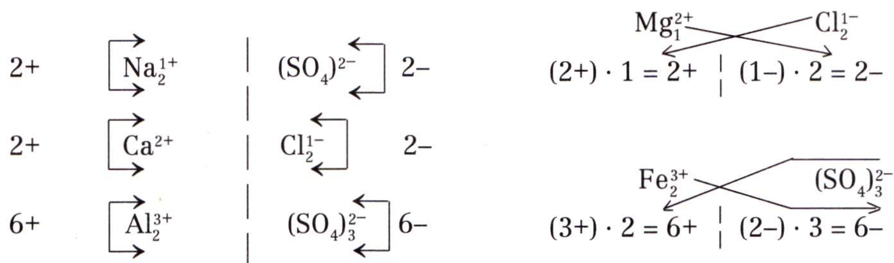
Prieš pradėdami nagrinėti rūgščių sąveiką su metalais, susipažinkime su šios sąveikos produktais – druskomis: jų formulėmis, pavadinimais. Apie druskų savybes kalbėsime kitame skyriuje.

Druskos yra kristalinės struktūros joniniai junginiai, kuriuose metalo (ar amonio) jonai yra susijungę su rūgšties liekana.

Na^{+}	Cl^{-}	natrio chloridas
Ca^{2+}	SO_4^{2-}	kalcio sulfatas
metalų jonai	rūgšties liekanos	

Druskų, kaip ir visų joninių junginių, teigiamų ir neigiamų krūvių suma yra lygi nuliui.

Rašydami druskų formules, sukryžiuojame jonų krūvius.



Rūgšties pavadinimas	Rūgšties formulė	Liekanos pavadinimas	Liekanos formulė	Druskos (Na^+) pavyzdys	Druskos pavadinimas
Sieros rūgštis	H_2SO_4	sulfatas	SO_4^{2-}	Na_2SO_4	natrio sulfatas
Druskos rūgštis	HCl	chloridas	Cl^-	NaCl	natrio chloridas
Azoto rūgštis	HNO_3	nitratas	NO_3^-	$NaNO_3$	natrio nitratas
Anglies rūgštis	H_2CO_3	karbonatas	CO_3^{2-}	Na_2CO_3	natrio karbonatas
Fosforo rūgštis	H_3PO_4	fosfatas	PO_4^{3-}	Na_3PO_4	natrio fosfatas
Acto rūgštis	CH_3COOH	acetatas	CH_3COO^-	CH_3COONa	natrio acetatas
Sulfitinė rūgštis	H_2SO_3	sulfitas	SO_3^{2-}	Na_2SO_3	natrio sulfitas

Druskų pavadinimai sudaromi iš metalo pavadinimo ir žodžio, išvesto iš atitinkamos rūgšties liekanos lotyniško pavadinimo.

Bedeguonių rūgščių liekanų (neigiamų jonų) pavadinimai turi dėmenį *-idas,* deguoninių rūgščių neigiamų jonų pavadinimai – *-atas*. Kai kurių deguoninių rūgščių liekanų pavadinimai turi dėmenį *-itas,* pvz., SO_3^{2-} – sulfitas; tai priklauso nuo sieros oksidacijos laipsnio.

Jeigu jonų krūvis yra kintamas, tai dar nurodomas jo krūvis (pagal sisteminę nomenklatūrą).

Druskos formulė	Pavadinimas
CuCl	vario(I) chloridas
$CuCl_2$	vario(II) chloridas
$FeSO_4$	geležies(II) sulfatas
$Fe_2(SO_4)_3$	geležies(III) sulfatas
$MnCl_2$	mangano(II) chloridas
$MnCl_4$	mangano(IV) chloridas

Kaip rūgštys reaguoja su metalais, pamatysite darydami šiuos bandymus.

1 bandymas. Į keturias chemines stiklines įpilta druskos rūgšties tirpalo. Į pirmąją įmeskite magnio Mg gabalėlį arba įberkite Mg miltelių, į trečiąją – geležies Fe gabalėlį arba drožlių, į antrąją įmeskite gabalėlį cinko Zn, į ketvirtąją – gabalėlį vario Cu (11.19 pav.).

Matome, kad induose su magniu, cinku ir geležimi skiriasi dujų burbuliukai. Tai vandenilio dujos. Inde su variu burbuliukai nekyla, vadinasi, reakcija nevyksta. Greičiausiai skiriasi burbuliukai inde su magniu, kiek lėčiau – inde su cinku ir lėčiausiai – su geležimi.

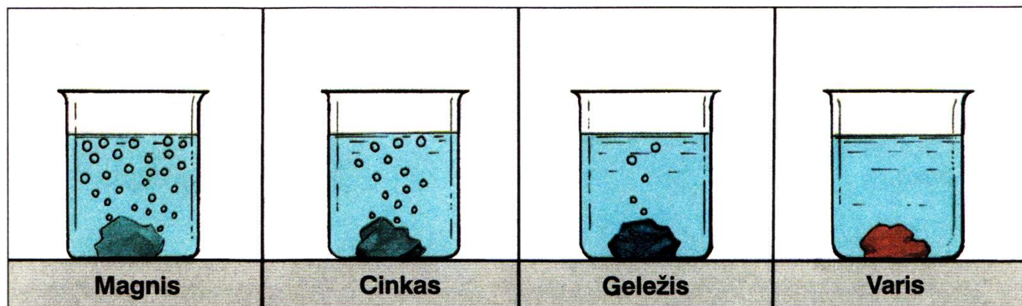
Metalai reaguoja su rūgštimis. Išsiskiria vandenilio dujos.
Ne visi metalai vienodai aktyviai reaguoja su rūgštimis ir išstumia vandenilį.

Rašant cheminių reakcijų tarp metalų ir rūgščių lygtis, reikia atsižvelgti į metalų reaktingumą (cheminį aktyvumą).

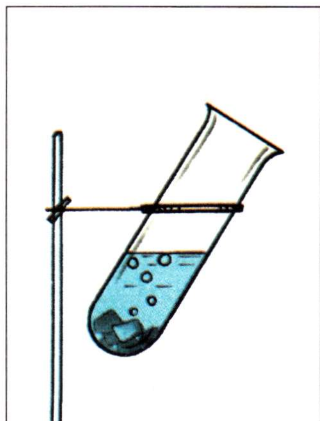
Metalų reaktingumas mažėja →

K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Iš rūgščių išstumia vandenilį — Iš rūgščių neišstumia vandenilio



11.19 pav.



11.20 pav.

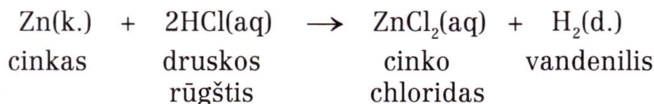
Visi metalai, esantys į kairę nuo vandenilio, išstumia jį iš rūgščių. Išimtis yra koncentruota sieros rūgštis ir azoto rūgštis. Nerašykite azoto rūgšties reakcijos su metalais lygčių, jas išmoksite rašyti vėliau.

Panagrinėkime nuodugniau cinko ir druskos rūgšties reakciją.

2 bandymas. Laikydami mėgintuvėlį nuožulniai, įdėkite į jį 2–3 gabalėlius cinko ir užpilkite juos 2–3 ml druskos rūgšties tirpalo (1:1). Cinko paviršiuje atsiranda dujų burbuliukų, jie kyla į viršų (11.20 pav.). Tai skiriasi vandenilio dujos H_2. Vandenilis yra bespalvės dujos, neturinčios skonio ir kvapo. Iš dujų vandenilis pats lengviausias. Palyginkite oro ($M_r = 29$) ir vandenilio ($M_r = 2$) santykines molekulines mases.

Kad išsiskiria degios vandenilio dujos, galima akivaizdžiai įsitikinti. Po kelių minučių prikiškite prie mėgintuvėlio degantį degtuką. Išgirsite šaižų garsą – vandenilio ir oro mišinys užsidegęs sprogsta.

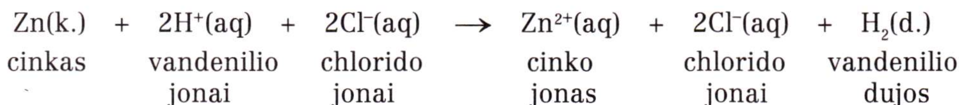
Bendroji reakcijos lygtis:



$$Zn(k.) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(d.)$$

Reakcija vyksta ne tarp metalo ir rūgšties molekulių, o tarp metalo ir rūgšties tirpale esančių jonų.

Joninė reakcijos lygtis rašoma taip:



$$Zn(k.) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2(d.)$$

Reakcija įvyko tarp cinko atomų ir vandenilio jonų.

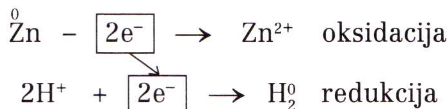
Išbraukę reakcijoje nedalyvavusius chlorido Cl^- jonus, gausime sutrumpintą joninę lygtį:



$$Zn(k.) + 2H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(d.)$$

Kas įvyko šioje reakcijoje? Cinko atomas 2 vandenilio jonams atidavė 2 elektronus ir oksidavosi. Vandenilio jonai prisijungė po 1 elektroną (redukavosi) ir susidarė vandenilio molekulė.

Reakcijos tarp metalų ir rūgščių yra oksidacijos ir redukcijos reakcijos.



$$\overset{0}{Zn} - \boxed{2e^-} \rightarrow Zn^{2+} \quad \text{oksidacija}$$

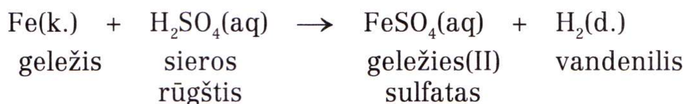
$$2H^+ + \boxed{2e^-} \rightarrow H_2^0 \quad \text{redukcija}$$

Metalas (cinkas) šioje reakcijoje yra reduktorius, nes jis atiduoda elektronus ir oksiduojasi.
Vandenilio jonas šioje reakcijoje yra oksidatorius, nes jis prisijungia elektronus ir redukuojasi.

3 bandymas. Į cheminę stiklinę įpilkite sieros rūgšties tirpalo (1:5) ir įberkite geležies pjuvenų. Stebėkite, kaip skiriasi vandenilis.

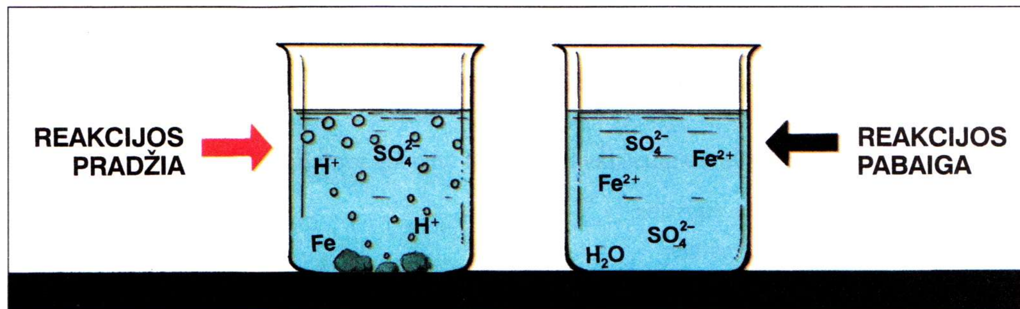
Pavaizduokime šį procesą reakcijų lygtimis.

Bendroji reakcijos lygtis:



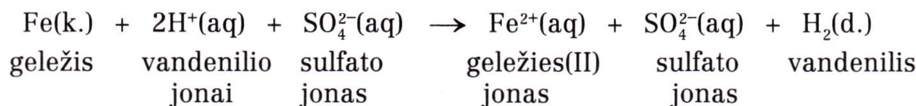
$$Fe(k.) + H_2SO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + H_2(d.)$$

geležis — sieros rūgštis — geležies(II) sulfatas — vandenilis



11.21 pav.

Joninė lygtis:



$$Fe(k.) + 2H^{+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) + H_2(d.)$$

Suprastiname reakcijoje nedalyvavusius jonus.
Sutrumpinta joninė lygtis:



$$Fe(k.) + 2H^{+}(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + H_2(d.)$$

Šių reakcijų metu išsiskiriančias vandenilio dujas galima surinkti.

Rūgštims reaguojant su metalais, kurie reaktingumo eilėje yra prieš vandenilį, išsiskiria vandenilis – susidaro druska ir vanduo. Išimtis – azoto rūgštis HNO_3.

Užduotys

1. Nurodyti jonai, iš kurių sudarytos druskos. Parašykite druskų formules ir pavadinkite jas:

   a) Na^{+} ir S^{2-}

   b) Ca^{2+} ir Cl^{-}

   c) Cu^{2+} ir NO_3^{-}

   d) Al^{3+} ir Cl^{-}

   e) Fe^{3+} ir SO_4^{2-}

   f) Ca^{2+} ir PO_4^{3-}

2. Parašykite šių druskų formules: kalio nitrato, vario(II) chlorido, geležies(III) nitrato, vario(II) chlorido, geležies(III) nitrato, mangano(IV) bromido, vario(I) sulfato, magnio sulfato, aliuminio fosfato.
3. Parašykite reakcijų lygtis (bendrąsias ir jonines) tarp šių metalų ir rūgščių:

   a) geležies(II) ir druskos rūgšties;

   b) magnio ir druskos rūgšties;

   c) magnio ir sieros rūgšties;

   d) geležies(II) ir sieros rūgšties.

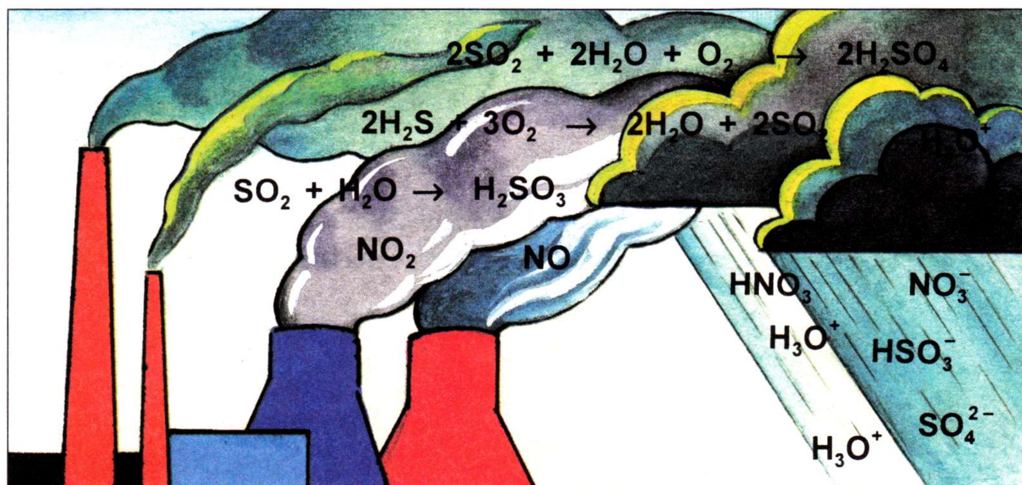
4. Kokios reakcijos vadinamos oksidacijos ir redukcijos reakcijomis?
5. Paaiškinkite cinko ir sieros rūgšties oksidacijos ir redukcijos reakciją. Nurodykite, kas šioje reakcijoje oksidatorius, kas reduktorius. Kodėl? Kas oksiduojasi, kas redukuojasi?
6. Kiek molių ir kiek gramų vandenilio išsiskirs ištirpinus 6,5 g cinko druskos rūgšties tirpale?
7. Turime 200 g sieros rūgšties tirpalo, kuriame grynos H_2SO_4 yra 0,49 masės dalys. Kiek reikės cinko iš visos rūgšties išstumti vandeniliui?

11.6 • Rūgščių gavimas •

Ištyrę lietaus vandenį, ypač jei lijo su perkūnija, įsitikinsite, jog vanduo rūgštus. Jo *p*H paprastai būna 5–7. Kartais rūgštaus lietaus *p*H būna net 3–4. Kodėl? Iš kur atsiranda H_3O^+ jonų?

Ore, be azoto ir deguonies, yra nemaža kitų dujų: anglies dioksido CO_2, sieros oksidų (SO_2 ir SO_3). Jie patenka į orą iš šiluminių elektrinių, gamyklų, deginančių akmens anglis, naftą ar mazutą. Be to, jau žinote, jog po griaustinio ore yra azoto oksidų (NO, NO_2). Anglies, sieros ir azoto oksidų yra ir automobilių išmetamosiose dujose.

Visi šie oksidai tirpsta lietaus vandenyje, tiksliau sakant, jungiasi su vandeniu ir sudaro rūgštis (11.22 pav.), kurios rūgštaus lietaus pavidalu iškrinta į žemę ir pridaro žalos (11.23 pav.).



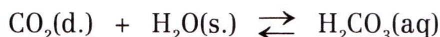
11.22 pav.



11.23 pav.

Pasimokykite rašyti oksidų tirpimo vandenyje reakcijų lygtis.

Anglies dioksidui tirpstant vandenyje, susidaro labai silpna anglies rūgštis.



$$CO_2(d.) + H_2O(s.) \rightleftarrows H_2CO_3(aq)$$

Ši reakcija vyksta gaminant gazuotą vandenį, gamtoje susidarant kai kuriems mineraliniams vandenims.

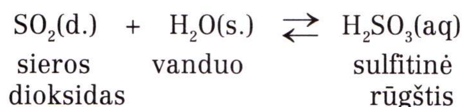
Kadangi anglies rūgštis labai nepatvarus junginys, ji lengvai skyla, t. y. vyksta atvirkštinė reakcija:



$$H_2CO_3(aq) \rightleftarrows CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

Ją galite stebėti atkimšę limonado ar mineralinio vandens butelį.

Lietaus vandenyje gerai tirpsta ir sieros(IV) oksidas SO_2, ir sieros(VI) oksidas SO_3. Jų tirpalai taip pat yra rūgštys.

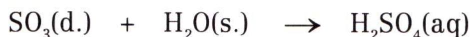


$$SO_2(d.) + H_2O(s.) \rightleftarrows H_2SO_3(aq)$$

sieros dioksidas — vanduo — sulfitinė rūgštis

Sulfitinė rūgštis yra nepatvari rūgštis, todėl rašoma grįžtamosios reakcijos lygtis.

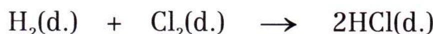
Tirpstant sieros(VI) oksidui, susidaro gana stipri sieros rūgštis.



$$SO_3(d.) + H_2O(s.) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

Nemetalų oksidai, kurie reaguoja su vandeniu ir sudaro deguonines rūgštis, vadinami rūgščių anhidridais.

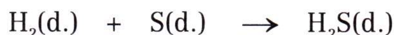
Bedeguonės rūgštys gaunamos nemetalams jungiantis su vandeniliu, pavyzdžiui, druskos rūgštis gaunama iš vandenilio ir chloro:



$$H_2(d.) + Cl_2(d.) \rightarrow 2HCl(d.)$$

HCl dujų tirpalas vandenyje yra druskos rūgštis HCl(aq).

Vandenilio sulfido rūgštis gaunama:

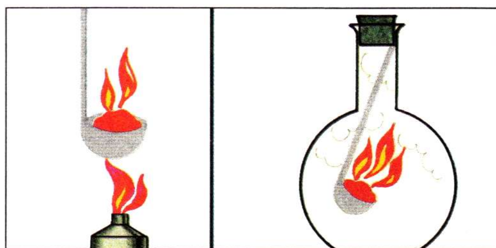


$$H_2(d.) + S(d.) \rightarrow H_2S(d.)$$

Vandenilio sulfido tirpalas vandenyje yra silpna rūgštis H_2S(aq).

Azoto oksidams tirpstant vandenyje, vyksta sudėtingesnės reakcijos. Jas išmoksite rašyti vėliau.

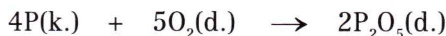
Laboratorijoje fosforo rūgštį galima gauti fosforo(V) oksidą tirpinant vandenyje.



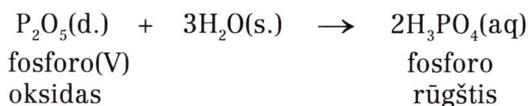
11.24 pav.

Bandymas. Geležiniame šaukštelyje kaitinkite raudonąjį fosforą. Kai tik jis užsidega, įleiskite į kolbą ir ją užkimškite. Fosforui sudegus, inde susidaro daug baltų dūmų (11.24 pav.). Tai fosforo(V) oksidas P_2O_5. Įpilkite į indą truputį vandens ir plakite, kol gausite skaidrų tirpalą. Ištyrę lakmusu įsitikinsite, jog susidarė rūgštis.

P_2O_5 – difosforo pentoksido empirinė formulė. Fosforo(V) oksido molekulės formulė P_4O_{10}.



$$4P(k.) + 5O_2(d.) \rightarrow 2P_2O_5(d.)$$



$$P_2O_5(d.) + 3H_2O(s.) \rightarrow 2H_3PO_4(aq)$$

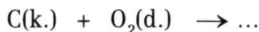
fosforo(V) oksidas → fosforo rūgštis

Beveik visi nemetalų oksidai tirpsta vandenyje ir sudaro rūgštis. Prie išimčių priklauso silicio oksidas (kvarcas), empirinė formulė SiO_2 (tai nemolekulinis junginys). Gamtoje sudūlėjęs kvarcas sudaro baltąjį smėlį. Upės amžiais teka baltojo smėlio vagomis, o jo junginio su vandeniu upės vandenyse nerandama.

Užduotys

1. Ką vadiname oksidais?
2. Kokiu cheminiu ryšiu susijungę nemetalų oksidų molekulių atomai?
3. Parašykite anglies(IV) oksido elektroninę ir struktūrinę formules.
4. Baikite rašyti šias oksidų susidarymo reakcijų lygtis. Nurodykite, kas šiose reakcijose yra oksidatorius, kas reduktorius.


$S(k.) + \ldots \rightarrow SO_2(d.)$


$C(k.) + O_2(d.) \rightarrow \ldots$


$P(k.) + \ldots \rightarrow P_2O_5(d.)$

5. Greta rūgščių formulių parašykite oksidų, iš kurių gaunamos šios rūgštys, formules:


H_2SO_3...;


H_3PO_4...;


H_2SO_4...;


H_2CO_3...

6. Nurodykite atomų oksidacijos laipsnius rūgštyse ir oksiduose.
7. Azoto(IV) oksido reakcija su vandeniu yra oksidacijos ir redukcijos reakcija. Šioje reakcijoje dar dalyvauja deguonis. Parašykite reakcijos lygtį. Nustatykite azoto oksidacijos laipsnį visuose junginiuose, paaiškinkite oksidacijos ir redukcijos reakcijos lygtį.



Bazės

12.1 • Bazinės prigimties medžiagos •

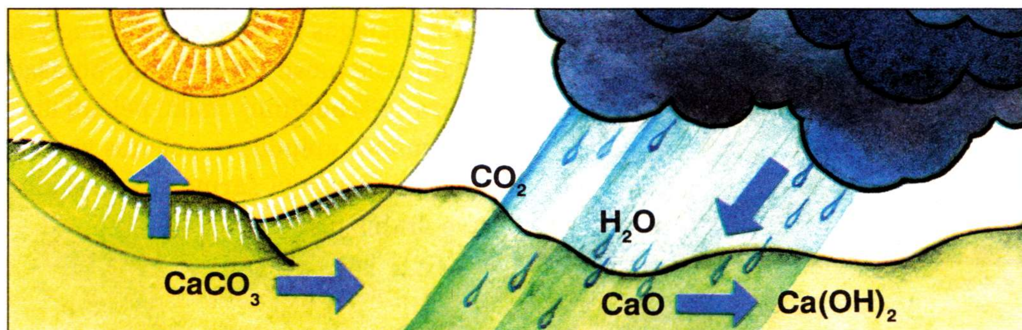


Jau žiloje senovėje buvo žinoma medžiagų grupė, turinti rūgštims priešingų savybių. Jos tirpino sierą, aliejus, keitė augalinių pigmentų spalvą, neutralizavo rūgštis.

Tikriausiai pirma tokia medžiaga, su kuria susidūrė žmogus, buvo kalkės – $Ca(OH)_2$. Beveik visame Žemės paviršiuje esančiose uolienose yra klinties, kreidos ar marmuro, o jų cheminė formulė – $CaCO_3$. Prieš 100 tūkstančių metų žmogus išmoko naudoti ugnį. Matyt, jis atkreipė dėmesį į tai, kad lauže išdegta kreida smarkiai reaguoja su lietaus vandeniu ir susidaro balta košelė, kurios mišinys su smėliu ir vandeniu ilgainiui vėl sukietėja kaip akmuo. Nors tada jis nesuprato, kokios reakcijos čia vyksta, bet sugebėjo jas pritaikyti savo reikmėms.

Kaitinant kreidą $CaCO_3$, atskyla anglies dioksidas CO_2 ir lieka kalcio oksidas CaO (vadinamas negesintomis kalkėmis). Veikiamas vandens, kalcio oksidas virsta gesintomis kalkėmis $Ca(OH)_2$. Tai natūraliai gamtoje vykstantis procesas (12.1 pav.).

Dabar jau tikrai žinoma, kad gesintos kalkės $Ca(OH)_2$ buvo viena pirmųjų statybinių medžiagų.



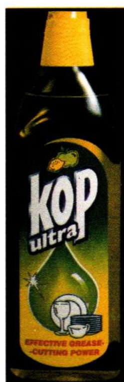
12.1 pav.



12.2 pav.



12.3 pav.





12.4 pav.

Didžiulę daugybę kalkių pramonė dabar gamina statyboms (12.2 pav.).

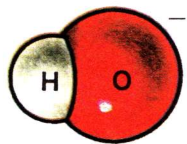
Gerokai vėliau, maždaug IX–X amžiuje, žmonės išmoko pasigaminti natrio hidroksidą NaOH, kalio hidroksidą KOH. Šios medžiagos buvo vadinamos šarmais, nes jų tirpalai graužia odą, drabužius (12.3 pav.).

Dabar vartojami įvairūs skalbikliai (milteliai, pastos, skysčiai; 12.4 pav.) bei valikliai. Tai taip pat bazinės prigimties medžiagos, kai kurios iš jų – labai stiprios bazės, todėl su jomis reikia elgtis labai atsargiai.

Terminą „bazė" prancūzų mokslininkas G. Ruelis (G. F. Rouelle) pavartojo 1744 m. šarminės prigimties medžiagoms pavadinti. Prie bazių jis priskyrė šarmus, „šarmines žemes" ir metalus.

Senų senovėje buvo plačiai vartojamos šarminės prigimties medžiagos – soda Na_2CO_3 ir potašas K_2CO_3.

Prieš 4000 metų egiptiečiai buvo gerai susipažinę su soda, nes Egipte buvo ežerų, kurių dugne nusėsdavo ištisi šios medžiagos klodai. Potašo daug yra augalų pelenuose. Pavyzdžiui, potašas sudaro 15% beržinių malkų pelenų masės. Žmonės apipildavo pelenus vandeniu, pasidarydavo šarmo ir juo skalbdavo drabužius.

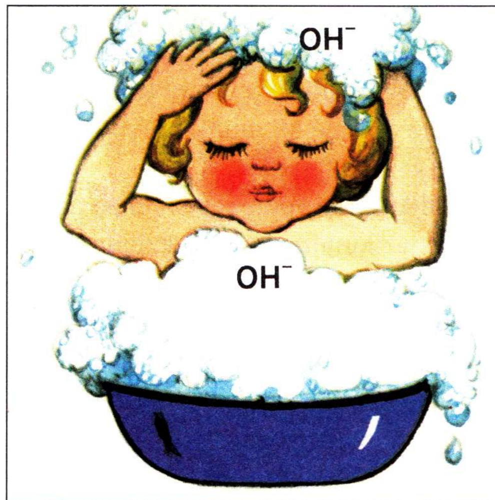


12.5 pav.

Įsidėmėkite bazinės prigimties medžiagoms būdingas savybes:

1. Jų vandeniniuose tirpaluose yra hidroksido jonų OH^- (12.5, 12.6 pav.).
2. Jos neutralizuoja rūgštis, nes hidroksido jonas OH^- prisijungia vandenilio joną H^+ ir sudaro vandenį.
3. Tirpalai yra slidūs.
4. Kartūs (ragauti negalima).
5. Pakeičia indikatorių spalvą.
6. Tirpina riebalus.

Jūros vandens *p*H yra didesnis negu 7, ypač arti krantų. Vadinasi, jame hidroksido jonų OH^- yra daugiau negu vandenilio jonų H^+. Tai bazinis tirpalas. Dauguma jūros augalų ir gyvūnų mėgsta tokį vandenį, todėl jūrose žuvų yra daugiau negu upėse, nes jų vanduo paprastai yra rūgštus.



12.6 pav.

Užduotys

1. Kokios medžiagos vadinamos rūgštimis?
2. Kokios medžiagos vadinamos bazėmis?
3. Parašykite formules jonų, kurie apibūdina:

   a) rūgštines savybes;

   b) bazines savybes.

12.2 • Kaip tirpale atsiranda hidroksido jonai •

Bandymas. Trijose stiklinėse atskirai ištirpinkite vandenyje natrio hidroksido (kaustinės sodos), kalcio hidroksido (kalkių) ir natrio karbonato (sodos). Į ketvirtą stiklinę įpilkite amoniako tirpalo. Visus šiuos tirpalus ištirkite indikatoriais: lakmusu ir fenolftaleinu.

Indikatoriai rodo, jog šių medžiagų tirpaluose yra OH^- jonų.

Pasiaiškinkite, kaip kiekviename tirpale susidarė OH^- jonai.

Tirpieji hidroksidai (šarmai) yra joniniai junginiai, kurių sudėtyje yra hidroksidų jonų. Vandenyje jie disocijuoja į teigiamus metalų jonus (katijonus) ir neigiamus hidroksido jonus (anijonus).

Natrio hidroksido (12.7 pav.) disociacijos lygtis:

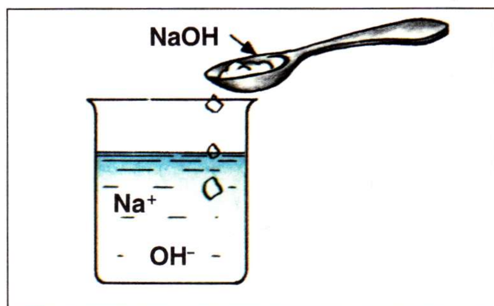


$$NaOH(k.) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

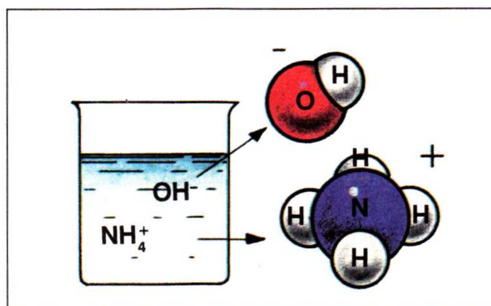
(Jonai tirpale yra hidratuoti.)

Prisiminkite, kaip atsiranda OH^- jonai tirpstant amoniakui (12.8 pav.).

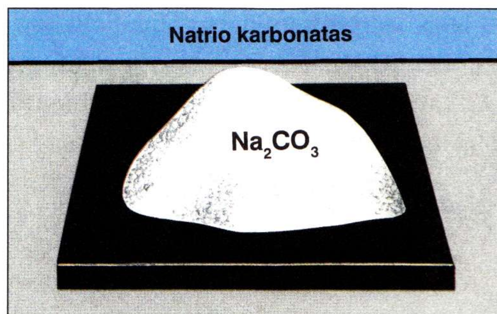
Prisiminkite amoniako molekulės jonizaciją. Amoniakui jonizuojantis vandenyje taip pat susidaro hidroksido jonai.



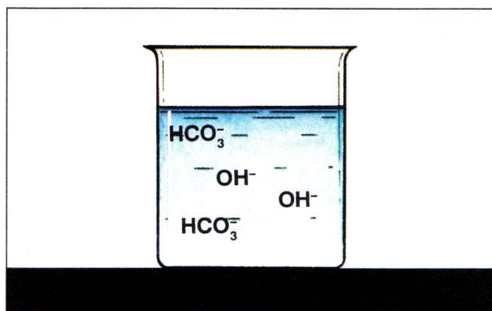
12.7 pav.



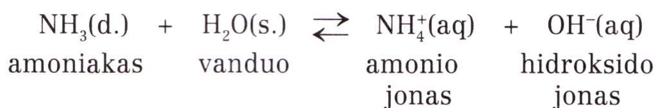
12.8 pav.



12.9 pav.



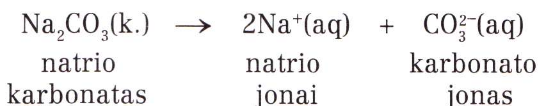
12.10 pav.



NH_3(d.)	+	H_2O(s.)	$\rightleftarrows$	NH_4^+(aq)	+	OH^-(aq)
amoniakas		vanduo		amonio jonas		hidroksido jonas

Kodėl sodos Na_2CO_3 tirpalas turi bazinių savybių? Kaip šiame tirpale susidaro OH^- jonai? Soda yra joninis kristalinės struktūros junginys (12.9 pav.).

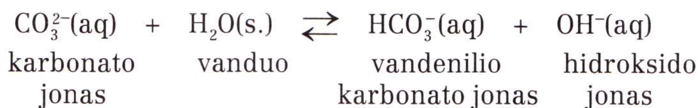
Sodos disociacijos lygtis:



Na_2CO_3(k.)	$\longrightarrow$	$2Na^+$(aq)	+	CO_3^{2-}(aq)
natrio karbonatas		natrio jonai		karbonato jonas

Atsiradę tirpale karbonato jonai atplėšia nuo vandens vandenilio joną ir jį prisijungia (12.10 pav.).

Jonizacijos lygtis:



CO_3^{2-}(aq)	+	H_2O(s.)	$\rightleftarrows$	HCO_3^-(aq)	+	OH^-(aq)
karbonato jonas		vanduo		vandenilio karbonato jonas		hidroksido jonas

Tirpstant sodai Na_2CO_3 vandenyje vyksta du procesai: iš pradžių disociacija, o paskui jonizacija.

Sodos tirpalas turi bazinių savybių todėl, kad nedidelė dalis karbonato jonų reaguoja su vandeniu sudarydami OH^- jonus. Tokia reakcija vyksta ir K_2CO_3

(potašo) tirpale. Su vandeniu menkai reaguoja visų silpnųjų rūgščių liekanos, todėl bazinėmis savybėmis pasižymi Na_2S, CH_3COOK, Na_2SO_3 ir kitų silpnųjų rūgščių druskų tirpalai. Stipriųjų rūgščių liekanos (SO_4^{2-}, NO_3^-, Cl^-) su vandeniu nereaguoja, todėl tokių druskų, kaip Na_2SO_4, $LiNO_3$, KCl tirpalai yra neutralūs.

Užduotys

1. Kas yra elektrolitai?
2. Koks amoniako molekulės cheminis ryšys?
3. Jonų vandeniniuose tirpaluose atsiranda dėl jonizacijos ir disociacijos. Apibūdinkite jų skirtumus.
4. Kaip vandens molekulės veikia molekulinių junginių jonizaciją (remkitės amoniako jonizacijos pavyzdžiu)?
5. Kaip vandens molekulės veikia joninių junginių disociaciją (remkitės natrio hidroksido pavyzdžiu)?
6. Parašykite natrio hidroksido, kalcio hidroksido ir bario hidroksido disociacijos lygtis.
7. Kokių jonų atsiranda vandenyje tirpinant kalio karbonatą K_2CO_3? Kokių savybių turi šis tirpalas? Parašykite disociacijos ir jonizacijos lygtis.

12.3 • Hidroksidai •



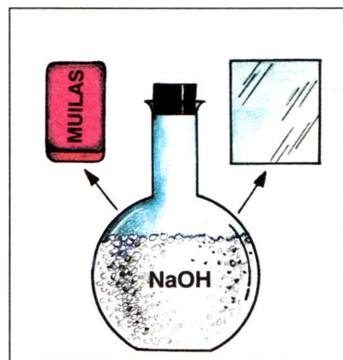
Vienos iš svarbiausių bazių yra hidroksidai, nes jų sudėtyje yra hidroksido jonų OH^-.

Hidroksidai yra joniniai junginiai, kuriuose metalų jonai susijungę su vienu ar keliais hidroksido jonais. Pavyzdžiui, NaOH – natrio hidroksidas, $Ca(OH)_2$ – kalcio hidroksidas.

Natrio hidroksidas NaOH (muilo akmuo, arba kaustinė soda) yra kieta, balta kristalinė medžiaga, žvynelių pavidalo arba sulydyta masė. Tai muilo, stiklo žaliava (12.11 pav.). Ji reikalinga ir kitoms cheminėms medžiagoms pramonėje bei laboratorijoje gauti.

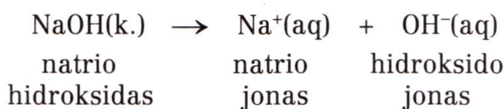
Gerai tirpsta vandenyje ir išskiria šilumą. Sugeria drėgmę, todėl ore ištyžta. Natrio hidroksido vandeniniai tirpalai labai putoja, ardo audinius, popierių, veikia stiklinius bei porcelianinius indus ir kitas medžiagas.

Pastaba. Saugokitės, kad natrio hidroksido ir jo tirpalų nepatektų ant drabužių ir odos. Nuo natrio hidroksido atsiveria ilgai negyjančios žaizdos.



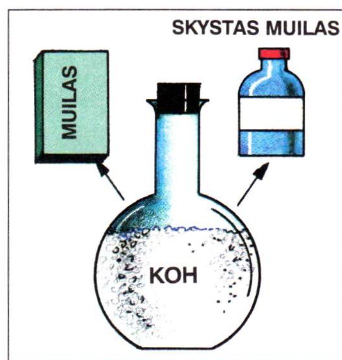
12.11 pav.

Natrio hidroksidas tirpdamas vandenyje disocijuoja į teigiamus natrio jonus (katijonus) ir neigiamus hidroksido jonus (anijonus).



$$NaOH(k.) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

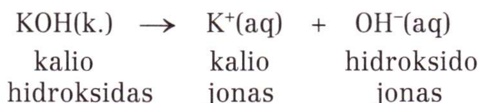
NaOH(k.)	Na⁺(aq)	OH⁻(aq)
natrio hidroksidas	natrio jonas	hidroksido jonas



12.12 pav.

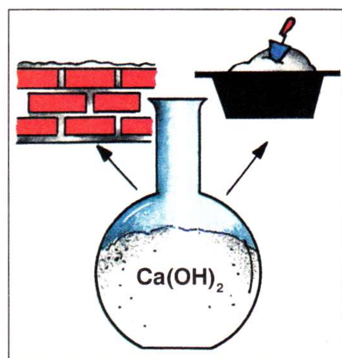
Kalio hidroksidas KOH taip pat yra kieta balta medžiaga, gerai tirpsta vandenyje. Tirpdamas išskiria labai daug šilumos. Tirpalas smarkiai putoja ir yra gailus. Kalio hidroksido savybės panašios į natrio hidroksido. Vartojamas skystajam muilui gauti (12.12 pav.).

Kalio hidroksido disociacijos lygtis:



$$KOH(k.) \longrightarrow K^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$$

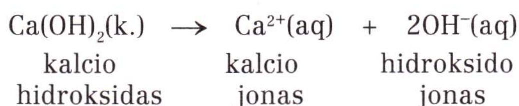
kalio hidroksidas — kalio jonas — hidroksido jonas



12.13 pav.

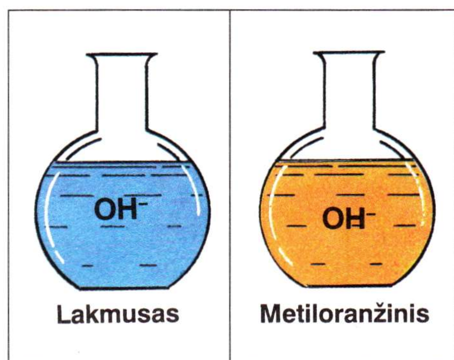
Kalcio hidroksidas $Ca(OH)_2$, arba gesintos kalkės, yra birūs balti milteliai, menkai tirpsta vandenyje. Kalcio hidroksido tirpalas vadinamas kalkių vandeniu. Iš gesintų kalkių ir smėlio statybininkai daro skiedinį sienoms mūryti ir tinkuoti (12.13 pav.).

Kalcio hidroksidas, nors ir menkai tirpsta vandenyje, bet ištirpęs disocijuoja:

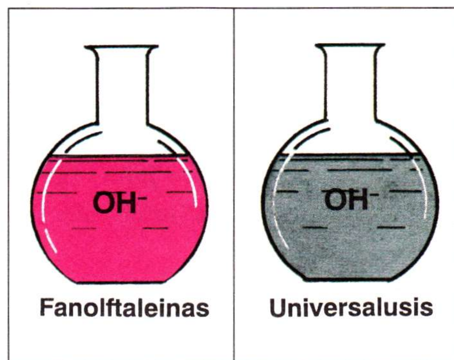


$$Ca(OH)_2(k.) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq)$$

kalcio hidroksidas — kalcio jonas — hidroksido jonas



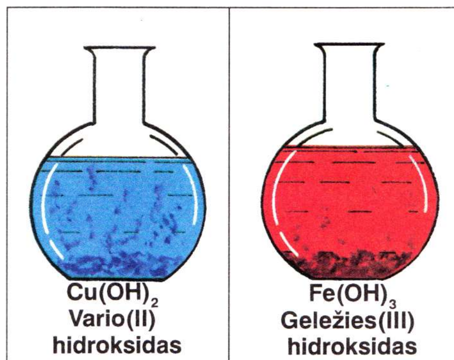
12.14 pav. 12.15 pav.



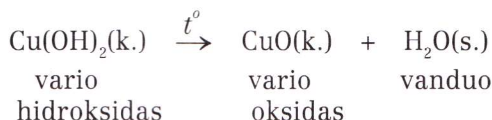
12.16 pav. 12.17 pav.

Kaip šarmų tirpalai nudažo indikatorius, matyti iš 12.14–12.17 paveikslų. Visose kolbose yra ištirpintas natrio hidroksidas.

Vandenyje tirpsta tik šarminių ir šarminių žemių metalų hidroksidai. Kitų metalų hidroksidai vandenyje netirpsta (12.18 pav.), tačiau kaitinami lengvai skyla į oksidą ir vandenį.



12.18 pav.



$$Cu(OH)_2(k.) \xrightarrow{t^o} CuO(k.) + H_2O(s.)$$

vario hidroksidas → vario oksidas + vanduo

Šarmai skyla tik esant labai aukštai temperatūrai.

Hidroksido jonų skaičius junginyje priklauso nuo metalų jonų krūvio.

Pagal tirpumą vandenyje metalų hidroksidai skirstomi į tirpius ir netirpius vandenyje.

Vandenyje tirpstantys hidroksidai vadinami *šarmais.*

Periodinės elementų sistemos grupė	Jonų krūvis	Hidroksido jonų skaičius	Hidroksido formulė	Pavadinimas
IA	1+	1	NaOH	natrio hidroksidas
IIA	2+	2	$Ca(OH)_2$	kalcio hidroksidas
IIIA	3+	3	$Al(OH)_3$	aliuminio hidroksidas

Kai kurie B grupių metalai gali sudaryti kelis skirtingų krūvių jonus, todėl sudaro ir kelis hidroksidus.

Cheminis elementas	Jonų krūvis	Hidroksido jonų skaičius	Formulė	Pavadinimas
Fe	2+	2	$Fe(OH)_2$	geležies(II) hidroksidas
Fe	3+	3	$Fe(OH)_3$	geležies(III) hidroksidas

Metalų hidroksidų tirpumas vandenyje

Hidroksidai	Tirpumas g/100 g H_2O 20 °C
Gerai tirpsta	daugiau kaip 1 g/100 g H_2O
KOH	112
NaOH	109
LiOH	12,8
$Ba(OH)_2$	3,89
Mažai tirpsta	daugiau kaip 0,1 g/100 g H_2O
$Ca(OH)_2$	0,165
Netirpsta	mažiau kaip 0,1 g/100 g H_2O
$Pb(OH)_2$	0,016
$Mg(OH)_2$	0,0009
$Zn(OH)_2$	praktiškai netirpsta
$Cu(OH)_2$	praktiškai netirpsta
$Al(OH)_3$	praktiškai netirpsta
$Cr(OH)_3$	praktiškai netirpsta
$Fe(OH)_3$	praktiškai netirpsta
ir t. t.	

Užduotys

1. Parašykite šių metalų hidroksidų formules ir pavadinimus: bario, geležies(III), vario(I), kalio, švino(II), chromo(III), aliuminio hidroksido. Pabraukite šarmų formules.
2. Kurios iš surašytųjų formulių yra oksidų, rūgščių, hidroksidų formulės? Kiekvieną grupę medžiagų surašykite atskiru stulpeliu ir pavadinkite medžiagas: KOH, P_4O_{10}, HNO_3, $Al(OH)_3$, K_2O, $Cu(OH)_2$, ZnO, H_3PO_4, HCl, $Zn(OH)_2$, N_2O_5, NH_3, CaO, $Ca(OH)_2$, SO_3.

12.4 • Neutralizacijos reakcijos •



Reakcija tarp rūgšties ir bazės, kai susidaro druska ir vanduo, vadinama neutralizacijos reakcija.

Neutralizacijos reakcijos yra labai svarbios kasdieniame mūsų gyvenime. Nuo jų priklauso rūgščių ir šarmų pusiausvyra gamtoje. Pavyzdžiui, rūgštūs lietūs padidina dirvų rūgštingumą, todėl jas reikia kalkinti (12.19 pav.). Ką darome padidėjus skrandžio rūgštingumui? Geriame rūgštis neutralizuojančius vaistus. Paval-

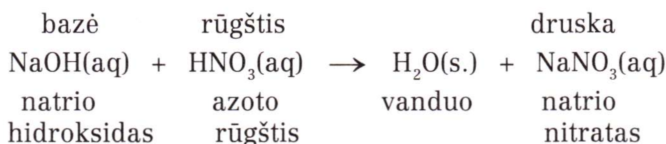
12.19 pav.

gius burnoje atsiranda rūgščių, todėl patariama po valgio kramtyti kramtomąją gumą, kuri gali neutralizuoti rūgštis.

Pabandykite patys įvykdyti neutralizacijos reakciją.

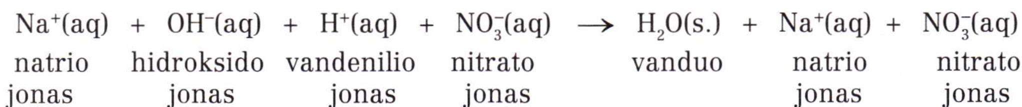
1 bandymas. Į cheminę stiklinę įlašinkite lašelį fenolftaleino, paskui įpilkite natrio hidroksido tirpalo. Tirpalas nusidažys avietine spalva, nes OH^- jonai keičia fenolftaleino spalvą. Į šį tirpalą dar lašinkite azoto rūgšties tirpalo, kol tirpalas taps bespalvis, t. y. kol išnyks OH^- jonai.

Bendroji reakcijos lygtis:



bazė		rūgštis				druska
$NaOH(aq)$	+	$HNO_3(aq)$	$\longrightarrow$	$H_2O(s.)$	+	$NaNO_3(aq)$
natrio hidroksidas		azoto rūgštis		vanduo		natrio nitratas

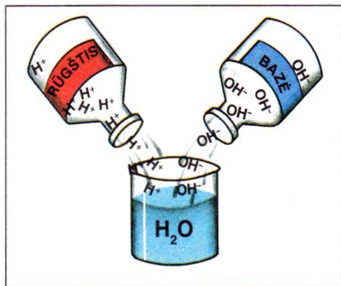
Joninė lygtis:



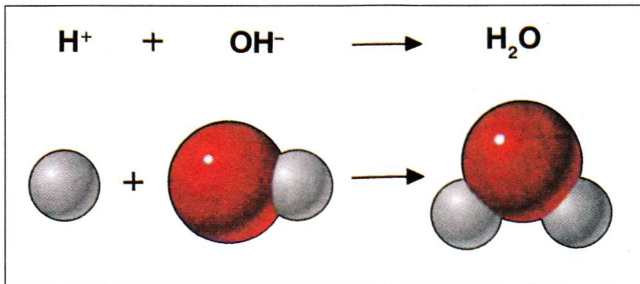
$Na^+(aq)$	+	$OH^-(aq)$	+	$H^+(aq)$	+	$NO_3^-(aq)$	$\longrightarrow$	$H_2O(s.)$	+	$Na^+(aq)$	+	$NO_3^-(aq)$
natrio jonas		hidroksido jonas		vandenilio jonas		nitrato jonas		vanduo		natrio jonas		nitrato jonas

Vykstant neutralizacijos reakcijai, vanduo susidaro susijungus vandenilio ir hidroksido jonams (12.20, 12.21 pav.).

Neutralizacijos reakcija tarp natrio hidroksido ir sieros rūgšties vyksta pakopomis (prisiminkite pakopinę H_2SO_4 jonizaciją).



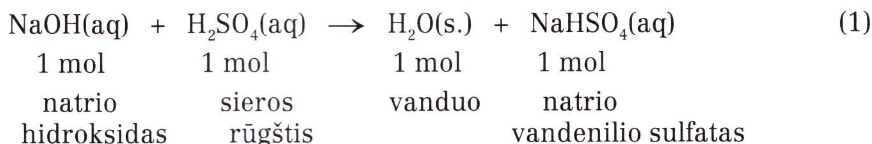
12.20 pav.



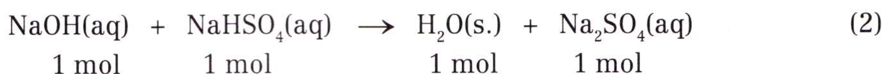
12.21 pav.

2 bandymas. Į cheminę stiklinę su natrio šarmo tirpalu įmerkite violetinį lakmuso popierėlį. Tirpale esantys hidroksido jonai keičia lakmuso spalvą į mėlyną. Į kitą stiklinę su sieros rūgšties tirpalu įmerkite tokį pat lakmuso popierėlį. Rūgšties tirpale esantys vandenilio jonai keičia lakmuso spalvą į raudoną. Lašinkite vieną tirpalą į kitą, kol lakmuso spalva taps violetinė. Tai rodo, kad tirpalas tapo neutralus.

Šią neutralizacijos reakciją užrašome taip:

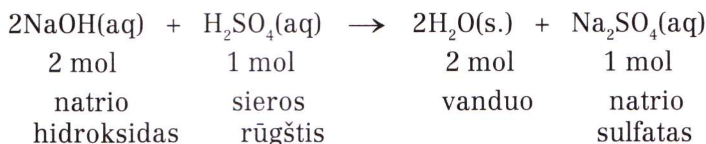


$$NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2O(s.) + NaHSO_4(aq) \qquad (1)$$



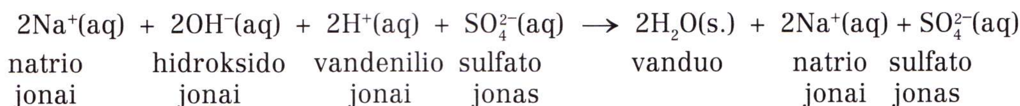
$$NaOH(aq) + NaHSO_4(aq) \rightarrow H_2O(s.) + Na_2SO_4(aq) \qquad (2)$$

Suminė lygtis:

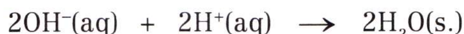


$$2NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H_2O(s.) + Na_2SO_4(aq)$$

Suminė joninė lygtis (pilna ir sutrumpinta):



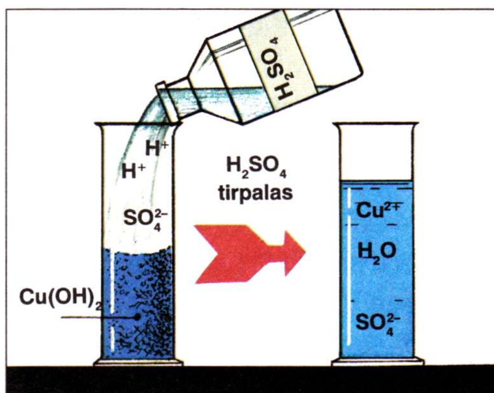
$$2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow 2H_2O(s.) + 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$



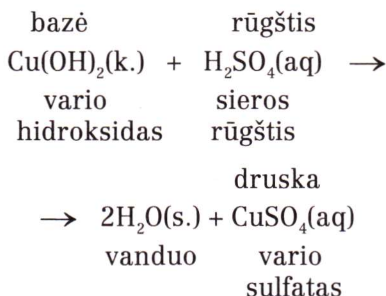
$$2OH^-(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow 2H_2O(s.)$$

Kaip vyksta neutralizacijos reakcija tarp netirpių hidroksidų ir rūgščių?

3 bandymas. Ant vario(II) hidroksido nuosėdų užpilkite sieros rūgšties tirpalo ir stebėkite, kaip nuosėdos tirpsta, o tirpalas nusidažo žydra spalva (12.22 pav.). Jūs jau žinote, kad tokia spalva būdinga hidratuotiems vario jonams.



12.22 pav.

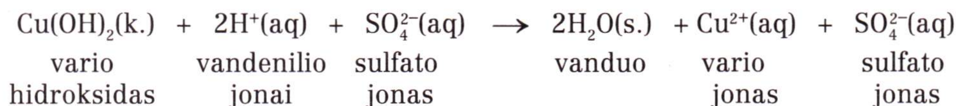


Bendroji reakcijos lygtis:

bazė		rūgštis		
$Cu(OH)_2$(k.)	+	H_2SO_4(aq)	$\longrightarrow$	
vario hidroksidas		sieros rūgštis		

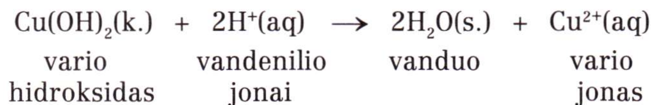
		druska
$\longrightarrow$	$2H_2O$(s.) +	$CuSO_4$(aq)
	vanduo	vario sulfatas

Joninė lygtis:



$Cu(OH)_2$(k.)	+	$2H^+$(aq)	+	SO_4^{2-}(aq)	$\longrightarrow$	$2H_2O$(s.)	+	Cu^{2+}(aq)	+	SO_4^{2-}(aq)
vario hidroksidas		vandenilio jonai		sulfato jonas		vanduo		vario jonas		sulfato jonas

Sutrumpinta joninė lygtis:

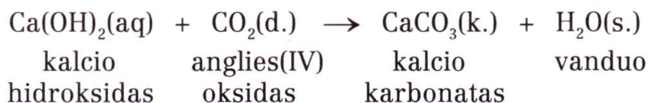


$Cu(OH)_2$(k.)	+	$2H^+$(aq)	$\longrightarrow$	$2H_2O$(s.)	+	Cu^{2+}(aq)
vario hidroksidas		vandenilio jonai		vanduo		vario jonas

Kaip matote, netirpus vario hidroksidas taip pat prisijungia vandenilio jonus – susidaro druska ir vanduo. Tai taip pat neutralizacijos reakcija.

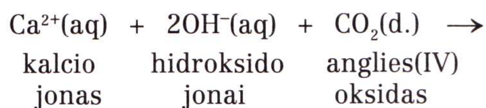
Neutralizacijos reakcija vyksta reaguojant tirpiems hidroksidams (šarmams) su rūgštiniais oksidais. Reakcijos produktai – druska ir vanduo.

Pučiant per kalkių vandenį orą (iškvepiamame ore yra daug CO_2), vanduo susidrumsčia (12.23 pav.). Vykstančią reakciją užrašome taip:



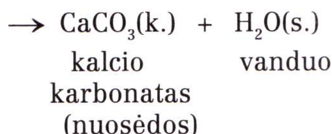
$Ca(OH)_2$(aq)	+	CO_2(d.)	$\longrightarrow$	$CaCO_3$(k.)	+	H_2O(s.)
kalcio hidroksidas		anglies(IV) oksidas		kalcio karbonatas		vanduo

Joninė lygtis:



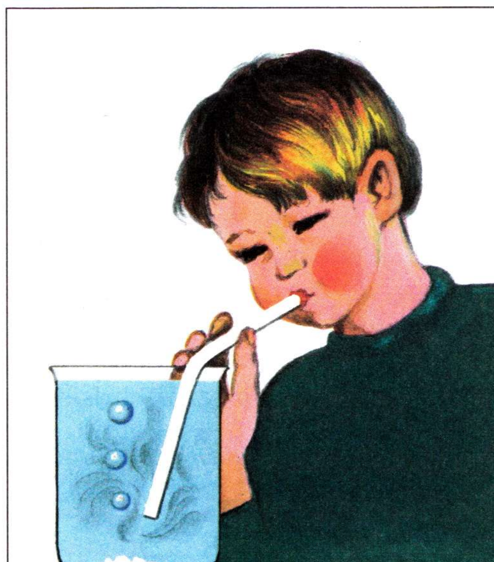
$$Ca^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq) + CO_2(d.) \longrightarrow$$

kalcio jonas | hidroksido jonai | anglies(IV) oksidas



$$\longrightarrow CaCO_3(k.) + H_2O(s.)$$

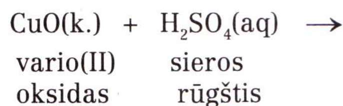
kalcio karbonatas (nuosėdos) | vanduo



12.23 pav.

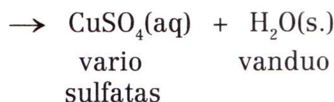
Rūgštims reaguojant su baziniais oksidais, taip pat vyksta neutralizacijos reakcija. Susidaro druska ir vanduo.

Užpylus sieros rūgšties tirpalo ant vario(II) oksido nuosėdų (12.24 pav.), tirpalas nusidažo mėlyna spalva, nes įvyko tokia reakcija:



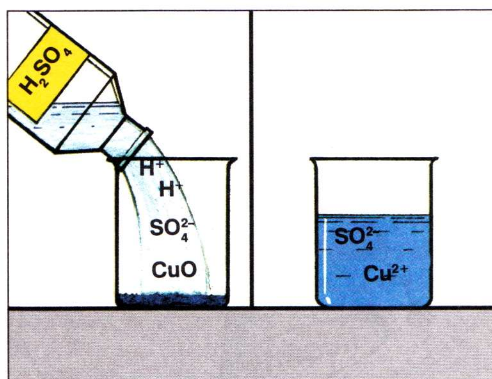
$$CuO(k.) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$$

vario(II) oksidas | sieros rūgštis



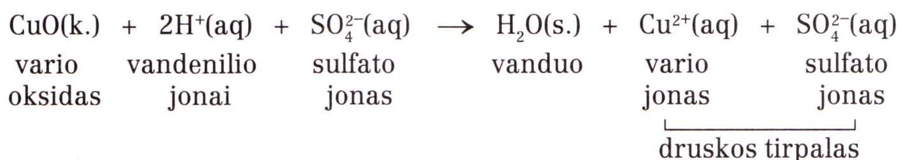
$$\longrightarrow CuSO_4(aq) + H_2O(s.)$$

vario sulfatas | vanduo



12.24 pav.

Joninė lygtis:



$$CuO(k.) + 2H^{+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow H_2O(s.) + Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

vario oksidas | vandenilio jonai | sulfato jonas | vanduo | vario jonas | sulfato jonas

(vario jonas + sulfato jonas) druskos tirpalas

Sutrumpinta joninė lygtis:



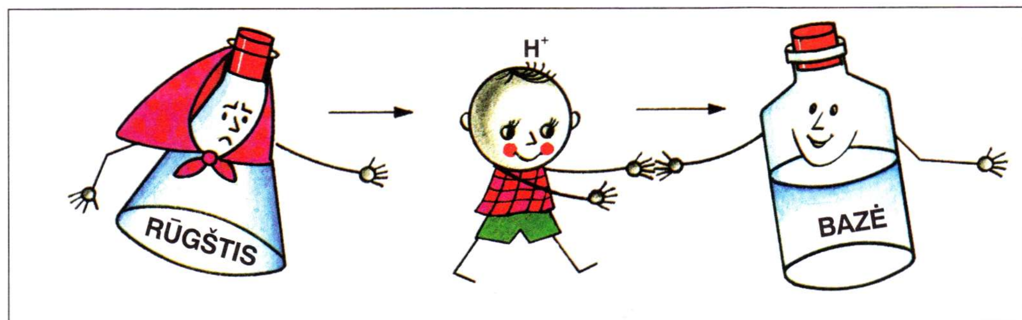
$$CuO(k.) + 2H^+(aq) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + H_2O(s.)$$

Neutralizacijos reakcija – tai rūgšties ir bazės reakcija, kuriai vykstant viena medžiaga perdavė kitai vandenilio jonus H^+ (protonus).

Atkreipkite dėmesį, kad rūgšties pagrindinė savybė – atiduoti vandenilio joną H^+ kitai medžiagai, o bazės – prisijungti vandenilio joną (12.25 pav.).

Rūgštis yra H^+ donoras.
Bazė yra H^+ akceptorius.

Taip rūgštis ir bazes 1923 m. apibrėžė danų mokslininkas J. Brionstedas (J. Brønsted; 1879–1947).



12.25 pav.

Užduotys

1. Kokios reakcijos vadinamos neutralizacijos reakcijomis?
2. Parašykite neutralizacijos reakcijų tarp šių medžiagų lygtis (bendrąsias ir jonines):

   a) magnio hidroksido ir azoto rūgšties;

b) kalio šarmo ir druskos rūgšties;

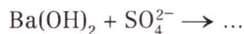
c) geležies(III) hidroksido ir sieros rūgšties.

3. Baikite rašyti šias reakcijų lygtis ir pavadinkite daleles:


$Na^{+} + OH^{-} + \ldots + \ldots \rightarrow Na^{+} + Cl^{-} + \ldots$


$NaOH + \ldots \rightarrow \ldots + \ldots$


$CaO + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$


$Ba(OH)_2 + SO_4^{2-} \rightarrow \ldots$

4. Kaip nusidažys lakmusas sumaišius tirpalus, turinčius:

a) 0,1 mol natrio šarmo ir 0,1 mol druskos rūgšties;

b) 2 mol natrio šarmo ir 1 mol druskos rūgšties?

5. Kiek gramų sieros rūgšties turi būti tirpale, kad ištirptų 49 gramai vario(II) hidroksido?
6. Turime 214 g geležies(III) hidroksido nuosėdų. Kiek reikia 10% druskos rūgšties tirpalo, kad ištirptų šios nuosėdos?
7. Parašykite reakcijų tarp šių medžiagų lygtis (bendrąsias ir jonines):

a) natrio šarmo ir silicio rūgšties H_2SiO_3 (netirpi);

b) kalcio hidroksido ir azoto rūgšties.

12.5 • Amfoteriniai hidroksidai •

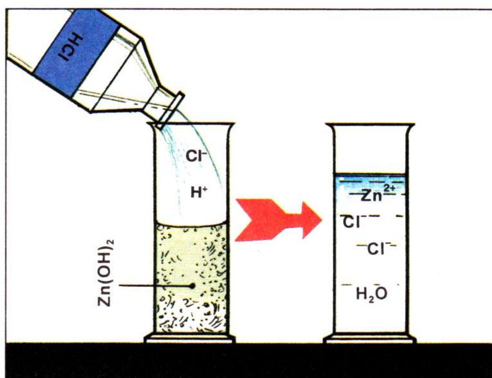
Yra medžiagų, kurios gali turėti ir rūgštinių, ir bazinių savybių. Jos vadinamos amfoterinėmis (graikų kalbos žodis *amphoteros* reiškia „abu").

Vanduo gali būti ir rūgštis, ir bazė. Tai priklauso nuo to, su kuriomis medžiagomis jis reaguoja (pavyzdžiui, su druskos rūgštimi HCl ar su amoniaku NH_3). Vanduo yra amfoterinis junginys.

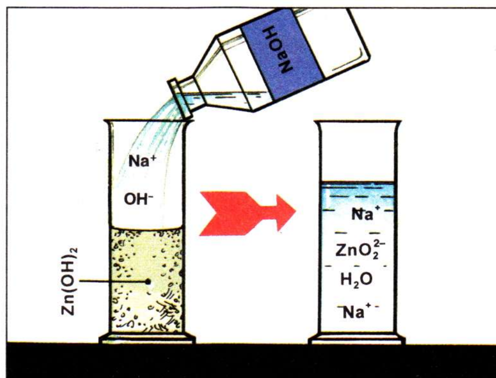
Būdingiausi amfoteriniai junginiai yra vandenyje netirpūs metalų (cinko, chromo, aliuminio, geležies) hidroksidai. Tokie hidroksidai vadinami amfoteriniais hidroksidais. Jų rūgštinės ir bazinės savybės išryškėja tik reaguojant su šarmais ir stipriomis rūgštimis.

Susipažinkite su būdingiausio iš šių junginių – cinko hidroksido $Zn(OH)_2$ – amfoterinėmis savybėmis.

1 bandymas. Ant ką tik pagamintų cinko hidroksido nuosėdų užpilkite druskos rūgšties tirpalo ir stebėkite, kaip nuosėdos tirpsta, o tirpalas skaidrėja (12.26 pav.).



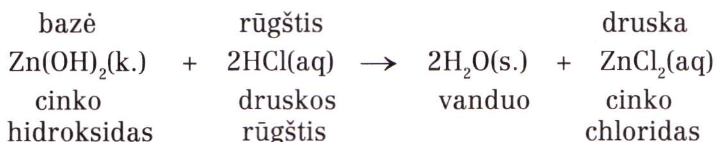
12.26 pav.



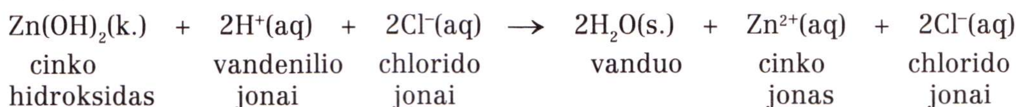
12.27 pav.

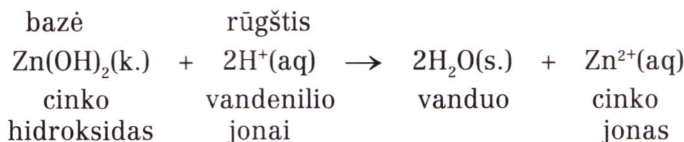
Su rūgštimis šis hidroksidas reaguoja kaip netirpus hidroksidas.

Bendroji reakcijos lygtis:



Joninės lygtys:

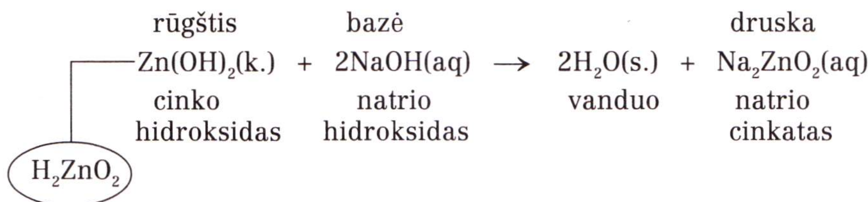




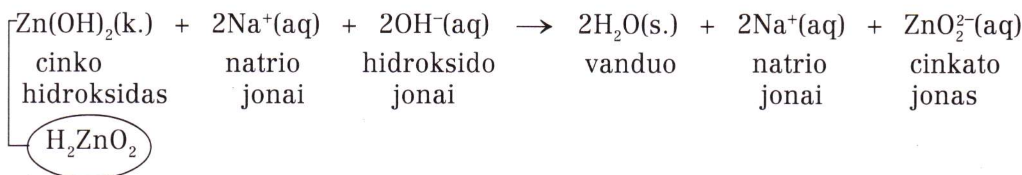
2 bandymas. Ant cinko hidroksido nuosėdų užpilkite natrio šarmo tirpalo. Nuosėdos taip pat ištirpsta, o tirpalas nuskaidrėja (12.27 pav.).

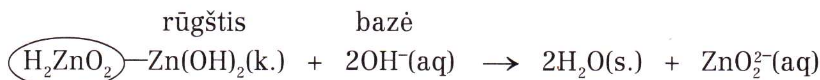
Su šarmais amfoterinis cinko hidroksidas reaguoja kaip netirpi rūgštis – susidaro tirpi druska – natrio cinkatas.

Bendroji reakcijos lygtis:



Joninės lygtys:





Pirmuoju atveju cinko hidroksidas prisijungia vandenilio joną, vadinasi, jis yra bazė, antruoju atveju atiduoda H^+ joną, – taigi jis yra rūgštis.

Užduotys

1. Kokie junginiai vadinami amfoteriniais?
2. Berilio hidroksidas $Be(OH)_2$ yra amfoterinis hidroksidas. Parašykite (bendrąją ir jonines) reakcijų lygtis, kurios patvirtintų šio junginio amfoterines savybes.
3. Vanduo yra amfoterinis junginys. Paaiškinkite, kurioje iš žemiau užrašytų reakcijų vanduo yra rūgštis ir kurioje – bazė:


$H_2O(s.) + NH_3(d.) \longrightarrow \ldots$


$H_2O(s.) + HCl(d.) \longrightarrow \ldots$

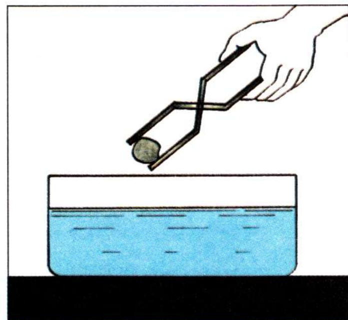
12.6 • Hidroksidų gavimas •

Tirpūs hidroksidai (šarmai) susidaro dviem būdais:

1) kai IA grupės metalai (visi) ir IIA grupės metalai, išskyrus Be, reaguoja su vandeniu;

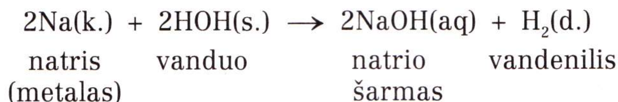
2) kai šių metalų oksidai reaguoja su vandeniu.

1 bandymas. Į kristalizatorių ar cheminę stiklinę su vandeniu įmeskite mažą natrio gabaliuką (12.28 pav.). Matysite smarkiai vykstančią reakciją (12.29 pav.). Natris iš vandens molekulės (HOH) išstumia vandenilį.



12.28 pav.

Bendroji reakcijos lygtis:



$$2Na(k.) + 2HOH(s.) \longrightarrow 2NaOH(aq) + H_2(d.)$$

natris (metalas) — vanduo — natrio šarmas — vandenilis

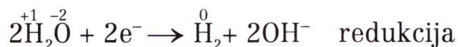


$$2Na(k.) + 2H_2O(s.) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(d.)$$

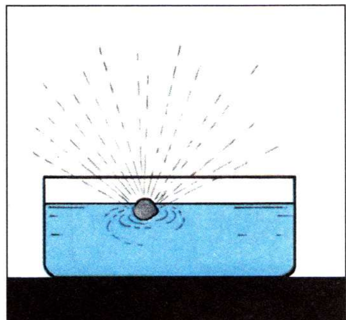
Tai oksidacijos ir redukcijos reakcija. Metalą oksiduoja vandens molekulės.



$$2\overset{0}{Na} - 2e^- \longrightarrow 2Na^+ \quad \text{oksidacija}$$

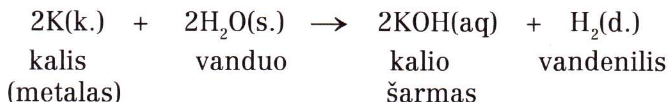


$$2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{H_2} + 2OH^- \quad \text{redukcija}$$



12.29 pav.

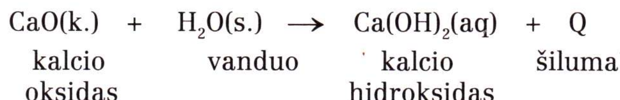
Analogiškai gaunami ir kiti šarmai.



$$2K(k.) + 2H_2O(s.) \longrightarrow 2KOH(aq) + H_2(d.)$$

kalis (metalas) | vanduo | kalio šarmas | vandenilis

2 bandymas. Ant kalcio oksido pamažu pilkime vandenį (12.30 pav.). Vyksta smarki reakcija: tirpalas šnypščia ir kaista. Vanduo garuoja, kai kada net užverda. Kalcio oksidas virsta puriais kalcio hidroksido milteliais.



$$CaO(k.) + H_2O(s.) \longrightarrow Ca(OH)_2(aq) + Q$$

kalcio oksidas | vanduo | kalcio hidroksidas | šiluma

Gamyboje ši reakcija vadinama kalkių gesinimu, kalcio oksidas – negesintomis kalkėmis, o kalcio hidroksidas $Ca(OH)_2$ – gesintomis kalkėmis.

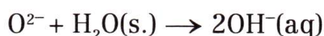
Kažkiek kalcio hidroksido ištirpsta, t. y. jis disocijuoja į jonus (12.31 pav.):



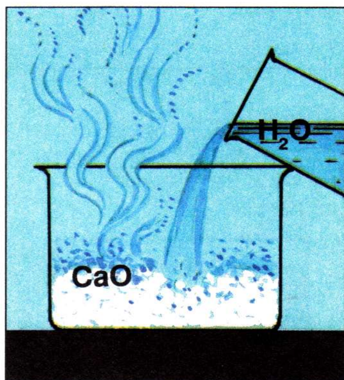
$$Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

Kalcio oksidas – joninis junginys, kurio sudėtyje yra oksido jonas O^{2-}.

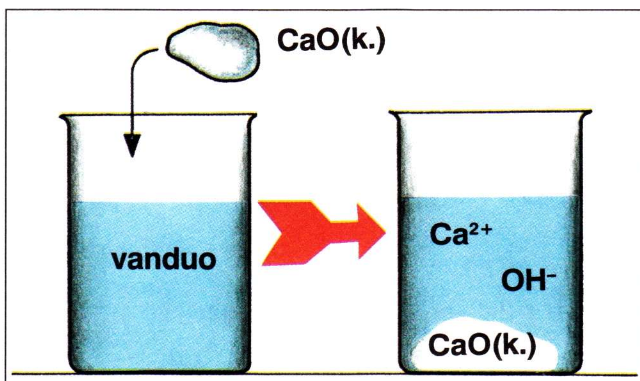
Tirpale šis jonas reaguoja su vandeniu ir sudaro 2 hidroksido jonus:



$$O^{2-} + H_2O(s.) \longrightarrow 2OH^-(aq)$$



12.30 pav.

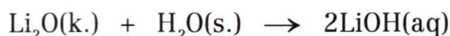


12.31 pav.

Kalcio hidroksido vandeninis tirpalas vadinamas kalkių vandeniu. Į kalkių vandenį įlašinus fenolftaleino, jis nusidažo avietine spalva.

Šarminių ir kai kurių šarminių žemių metalų oksidai reaguoja su vandeniu ir sudaro šarmus.

Ličio, natrio, kalio, stroncio ir bario oksidai taip pat reaguoja su vandeniu ir sudaro šarmus.



$$Li_2O(k.) + H_2O(s.) \longrightarrow 2LiOH(aq)$$

3 bandymas. Į matavimo cilindrą įpilkite 5–10 ml vario(II) sulfato tirpalo ir pilkite po truputį natrio šarmo tirpalo. Stebėkite, kaip susidaro vario(II) hidroksido nuosėdos (12.32 pav.).



$$CuSO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.) + Na_2SO_4(aq)$$

Joninė lygtis:



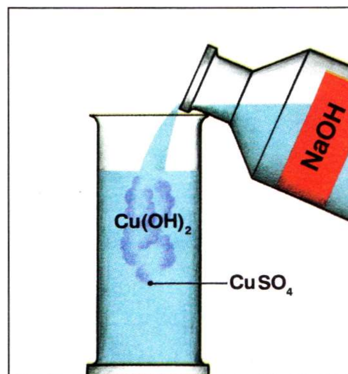
$$Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.) + 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Sutrumpinta joninė lygtis:



$$Cu^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.)$$

Netirpūs hidroksidai gaunami atitinkamų metalų tirpioms druskoms reaguojant su šarmais.



12.32 pav.

Užduotys

1. Parašykite oksidų, kuriems reaguojant su vandeniu susidaro NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, LiOH, formules.
2. Parašykite hidroksidų gavimo reakcijų lygtis:
   a) oksidams reaguojant su vandeniu;
   b) metalams reaguojant su vandeniu.
3. Reakcija tarp šarminių metalų ir vandens yra oksidacijos ir redukcijos reakcija.

   $$K(k.) + H_2O(s.) \longrightarrow KOH(aq) + H_2(d.)$$

   Paaiškinkite šią oksidacijos ir redukcijos reakciją ir įrašykite koeficientus.
4. Parašykite netirpių hidroksidų gavimo reakcijų lygtis:
   a) geležies(II) chloridas + natrio šarmas;
   b) geležies(III) sulfatas + kalio šarmas.
5. Turime 112 g 10% kalio šarmo tirpalo. Apskaičiuokite ištirpusio kalio šarmo masę.

Praktikos darbas • Rūgščių ir bazių savybių tyrimas

1. Atlikite neutralizacijos reakciją tarp natrio šarmo ir druskos ar sieros rūgšties tirpalų (tūrį matuokite vienkartiniu švirkštu). Parašykite bendrąsias ir jonines reakcijų lygtis.
2. Iš geležies(III) chlorido ir natrio šarmo pagaminkite geležies(III) hidroksidą ir neutralizuokite jį druskos rūgšties tirpalu. Parašykite bendrąsias ir jonines reakcijų lygtis.
3. Atlikite reakciją tarp magnio oksido ir sieros rūgšties tirpalo. Parašykite bendrąją ir joninę reakcijos lygtį.

13 • Rūgštiniai ir baziniai oksidai •



Oksidai yra sudėtinės medžiagos, sudarytos iš dviejų elementų, iš kurių vienas yra deguonis.

Metalų oksidai yra joniniai junginiai, turintys O^{2-} joną, pavyzdžiui, Fe_2O_3, Na_2O, CaO, CuO ir kt. Tai kietos medžiagos.

Nemetalų oksidai yra molekuliniai junginiai, pavyzdžiui, CO_2, SO_2, SO_3, NO_2 ir kt. Normaliomis sąlygomis jie yra dujos.

Oksidai, reaguojantys su bazinės prigimties medžiagomis, vadinami rūgštiniais oksidais.

Oksidai, reaguojantys su rūgštinės prigimties medžiagomis, vadinami baziniais oksidais.

Panagrinėkime, kaip kinta trečiojo periodo elementų oksidų rūgštinės ir bazinės savybės.

Metalų oksidai yra joninės bazinių savybių turinčios medžiagos.

Nemetalų oksidai yra molekulinės kovalentinio ryšio medžiagos, turinčios rūgštinių savybių.

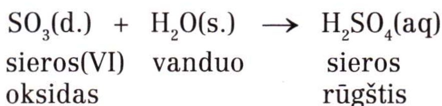
Aliuminio oksido molekulėje atomai susijungę ir joniniu, ir kovalentiniu ryšiu, todėl jam būdingos ir rūgštinės, ir bazinės savybės. Taigi Al_2O_3 yra amfoterinis junginys.

Grupė	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oksido formulė	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
Cheminis ryšys	← Joninis →			← Kovalentinis →			
Savybės	← bazinės →		amfoterinės	← rūgštinės →			

Pagal chemines savybes oksidai skirstomi į rūgštinius ir bazinius.

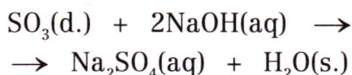
- Rūgštinių oksidų savybės

Reaguoja su vandeniu ir sudaro **rūgštį**; jie paprastai vadinami rūgščių anhidridais.



SO_3(d.) + H_2O(s.) → H_2SO_4(aq)
sieros(VI) oksidas   vanduo   sieros rūgštis

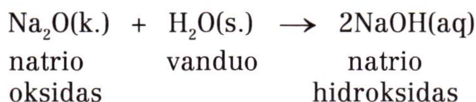
Reaguoja su šarmais – susidaro druska ir vanduo



SO_3(d.) + 2NaOH(aq) →
→ Na_2SO_4(aq) + H_2O(s.)

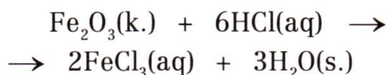
- Bazinių oksidų savybės

I A grupės ir kai kurie II A grupės baziniai oksidai reaguoja su vandeniu ir sudaro šarmą.



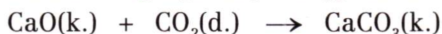
Na_2O(k.) + H_2O(s.) → 2NaOH(aq)
natrio oksidas   vanduo   natrio hidroksidas

Reaguoja su rūgštimis – susidaro druska ir vanduo



Fe_2O_3(k.) + 6HCl(aq) →
→ $2FeCl_3$(aq) + $3H_2O$(s.)

Rūgštiniai ir baziniai oksidai reaguoja tarpusavyje ir sudaro druskas:



CaO(k.) + CO_2(d.) → $CaCO_3$(k.)

Rūgštinių oksidų ir atitinkamų rūgščių formulės bei pavadinimai:

Oksidas		Atitinkama rūgštis	
SO_2	sieros(IV) oksidas	H_2SO_3	sulfitinė rūgštis
SO_3	sieros(VI) oksidas	H_2SO_4	sieros rūgštis
CO_2	anglies(IV) oksidas	H_2CO_3	anglies rūgštis
N_2O_5	azoto(V) oksidas	HNO_3	azoto rūgštis
P_2O_5	fosforo(V) oksidas	H_3PO_4	fosforo rūgštis
SiO_2 (netirpus)	silicio(IV) oksidas	H_2SiO_3*	silicio rūgštis

* Netirpi rūgštis (empirinė formulė).

Bazinių oksidų ir atitinkamų hidroksidų formulės bei pavadinimai:

Oksidas		Atitinkamas hidroksidas	
Na_2O	natrio oksidas	$NaOH$	natrio hidroksidas
K_2O	kalio oksidas	KOH	kalio hidroksidas
CaO	kalcio oksidas	$Ca(OH)_2$	kalcio hidroksidas
MgO	magnio oksidas	$Mg(OH)_2$	magnio hidroksidas
CuO	vario(II) oksidas	$Cu(OH)_2$	vario(II) hidroksidas
FeO	geležies(II) oksidas	$Fe(OH)_2$	geležies(II) hidroksidas
Fe_2O_3	geležies(III) oksidas	$Fe(OH)_3$	geležies(III) hidroksidas

Užduotys

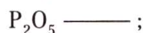
1. Ką vadiname oksidais?
2. Parašykite rūgšties ar hidroksido formulę greta atitinkamo oksido formulės:


SO_3 ——— ;


N_2O_5 ——— ;

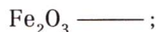

CaO ——— ;


Na_2O ——— ;


P_2O_5 ——— ;


CO_2 ——— ;

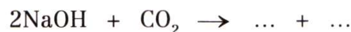

CuO ——— ;


Fe_2O_3 ——— ;


SO_2 ——— .

3. Baikite rašyti šias reakcijų lygtis:


$C + O_2 \rightarrow \dots$


$2NaOH + CO_2 \rightarrow \dots + \dots$


$CaO + \dots \rightarrow Ca(OH)_2$


$K_2O + SO_3 \rightarrow \dots$

Pavadinkite visas reagavusias ir gautas medžiagas. Kuri šių reakcijų yra oksidacijos ir redukcijos reakcija? Paaiškinkite kodėl.

14 • Rūgščių ir bazių apibendrinimas •

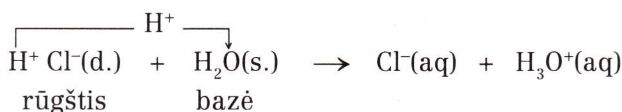


RŪGŠTYS

Rūgštys yra medžiagos, kurios:

- vandeniniuose tirpaluose atskelia $H^+(aq)$ jonus
- padidina vandenilio jonų koncentraciją tirpaluose
- sumažina tirpalo *p*H
- keičia indikatorių spalvą (lakmusą nudažo raudona, metiloranžinį – oranžine spalva)
- neutralizuoja bazes
- yra rūgštaus skonio

Brionstedo ir Lorio rūgščių apibrėžimas: rūgštys yra medžiagos, kurios atiduoda protonus (protonų donorai).



Rūgštys, kurių anijone yra deguonies atomas, vadinamos deguoninėmis, o kurių anijone deguonies nėra – bedeguonėmis.

Deguoninės rūgštys vadinamos pagal jų sudėtyje esantį elementą.	Bedeguonės rūgštys vadinamos pagal anijoną.
H_2SO_4 sieros, arba sulfato, rūgštis H_2SO_3 sulfitinė rūgštis	HF vandenilio fluorido rūgštis HCl vandenilio chlorido, arba druskos, rūgštis

Deguoninės rūgštys

HNO_3 azoto, arba nitrato(V), rūgštis
H_2CO_3 anglies, arba karbonato, rūgštis
H_3PO_4 fosforo, arba fosfato, rūgštis
CH_3COOH acto rūgštis

Bedeguonės rūgštys

HBr vandenilio bromido rūgštis
HI vandenilio jodido rūgštis
H_2S vandenilio sulfido rūgštis

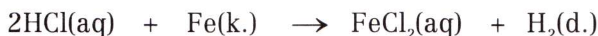
Cheminės savybės

- Vandeniniuose tirpaluose jonizuojasi ir sudaro oksonio jonus H_3O^+ (arba paprasčiau H^+ jonus) ir rūgšties liekaną (anijonus)



$$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

- Reaguoja su metalais (oksidacijos ir redukcijos reakcija). Visi metalai, esantys į kairę nuo vandenilio metalų reaktingumo eilėje, išstumia jį iš rūgščių



$$2HCl(aq) + Fe(k.) \longrightarrow FeCl_2(aq) + H_2(d.)$$

- Reaguoja su baziniais oksidais (rūgšties ir bazės reakcija)



$$H_2SO_4(aq) + CuO(k.) \longrightarrow CuSO_4(aq) + H_2O(s.)$$

- Reaguoja su šarmais ir netirpiais hidroksidais (rūgšties ir bazės reakcija)



$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(s.)$$



$$H_2SO_4(aq) + Cu(OH)_2(k.) \longrightarrow CuSO_4(aq) + 2H_2O(s.)$$

- Reaguoja su druskomis (jonų mainų reakcija)



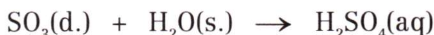
$$CaCO_3(k.) + 2HCl(aq) \longrightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(s.) + CO_2(d.)$$



$$H_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \longrightarrow BaSO_4(k.) + 2HCl(aq)$$

Gavimas

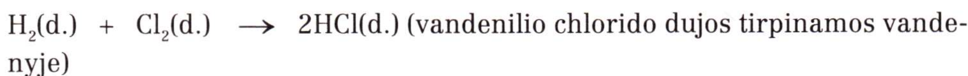
Deguoninės rūgštys gaunamos
- Nemetalų oksidams jungiantis su vandeniu


SO_3(d.) + H_2O(s.) $\longrightarrow$ H_2SO_4(aq)

- Druskoms reaguojant su stipriomis rūgštimis


Na_2SiO_3(k.) + H_2SO_4(aq) $\longrightarrow$ Na_2SO_4(k.) + H_2SiO_3(k.)

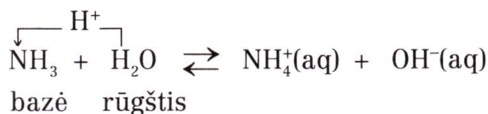
Bedeguonės rūgštys gaunamos
- Nemetalams jungiantis su vandeniliu


H_2(d.) + Cl_2(d.) $\longrightarrow$ 2HCl(d.) (vandenilio chlorido dujos tirpinamos vandenyje)

BAZĖS

Bazėmis vadinamos medžiagos, kurių:
- sudėtyje yra hidroksido jonų OH^-, pvz., NaOH, $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$
- vandeniniuose tirpaluose sudaro OH^- jonus, pvz., NH_3, Na_2CO_3
- sumažina vandenilio jonų koncentraciją tirpaluose
- padidina tirpalo *p*H
- keičia indikatorių spalvą (lakmusą nudažo mėlyna, fenolftaleiną – avietine spalva)
- neutralizuoja rūgštis

Brionstedo ir Lorio bazių apibrėžimas: bazės yra medžiagos, kurios prisijungia protonus (protonų akceptoriai).



Hidroksidai

Tirpūs hidroksidai (šarmai)

- šarmai – medžiagos, kurios tirpaluose sudaro OH^- jonus
- šarmai yra šarminių ir kai kurių šarminių žemių metalų hidroksidai ir amoniako tirpalas $NH_3 \cdot H_2O$

Netirpūs hidroksidai

- kitų metalų hidroksidai, pvz., $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$

Cheminės savybės

- Tirpdami disocijuoja



$$NaOH(k.) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

- Neutralizuoja rūgštinės prigimties medžiagas (rūgšties ir bazės reakcija) reaguoja su rūgštimis



$$Fe(OH)_3(k.) + 3HCl(aq) \longrightarrow FeCl_3(aq) + 3H_2O(s.)$$

reaguoja su rūgštiniais oksidais



$$2NaOH(aq) + SO_3(d.) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + H_2O(s.)$$

- Tirpūs hidroksidai reaguoja su tirpiomis druskomis (jonų mainų reakcija) susidaro netirpi bazė (netirpių hidroksidų gavimo reakcija)



$$2NaOH(aq) + CuSO_4(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.) + Na_2SO_4(aq)$$

- Netirpūs hidroksidai skyla (skilimo reakcija)



$$Cu(OH)_2(k.) \xrightarrow{t^o} CuO(k.) + H_2O(d.)$$

- Amfoteriniai hidroksidai gali reaguoti su rūgštimis kaip bazės ir su tirpiais hidroksidais (šarmais) kaip rūgštys – susidaro druska ir vanduo



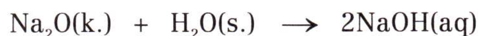
$$Zn(OH)_2(k.) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + 2H_2O(s.)$$



$$Zn(OH)_2(k.) + 2KOH(aq) \longrightarrow K_2ZnO_2(aq) + 2H_2O(s.)$$

Gavimas

Tirpūs hidroksidai gaunami
- Metalų oksidams reaguojant su vandeniu



$$Na_2O(k.) + H_2O(s.) \longrightarrow 2NaOH(aq)$$

- Šarminiams metalams reaguojant su vandeniu



$$2Na(k.) + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH(aq) \longrightarrow 2H_2(d.)$$

Netirpūs hidroksidai gaunami
- Tirpioms druskoms reaguojant su šarmais

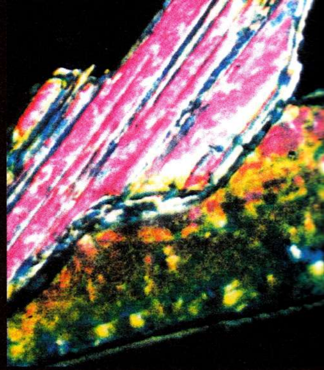


$$FeCl_2(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Fe(OH)_2(k.) + 2NaCl(aq)$$

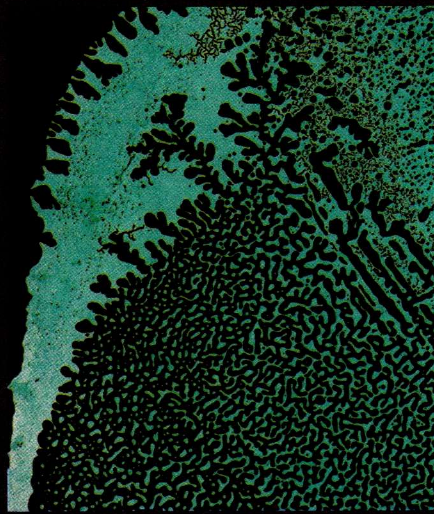


DRUSKOS

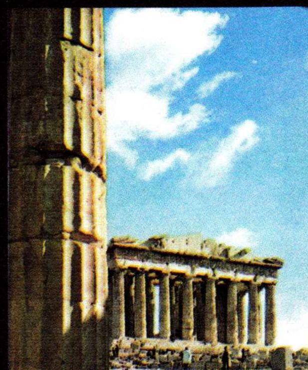













15.1 • Druskos aplink mus •

Nagrinėdami oksidus, rūgštis ir bazes, nuolat susidurdavome su reakcijomis, kuriose susidarydavo druskos.

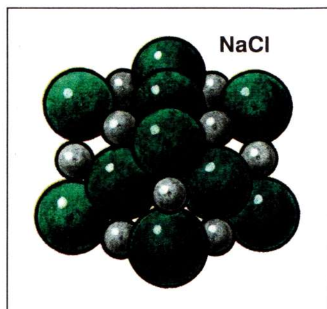
Susipažinkime su druskomis plačiau. Kokios tai medžiagos ir kokios jų savybės?

Druskos yra kietos įvairių spalvų kristalinės medžiagos. Tai joniniai junginiai, palyginti kieti, sunkiai lydomi ir nelakūs.

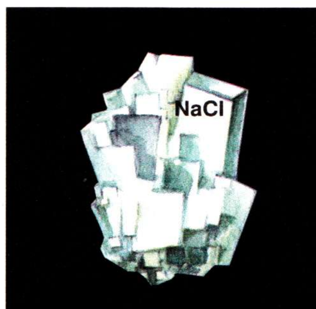
Vandenyje druskos tirpsta labai nevienodai. Druskų tirpumas nurodytas lentelėje (žr. 120 pusl. ir Priedą). Druskų tirpimas vandenyje – tai jų disociacija (kristalų irimas ir susidariusių jonų hidratacija).

Pagal tirpumą vandenyje druskos skirstomos į tirpias (100 g vandens ištirpsta daugiau kaip 1 g), mažai tirpias (nuo 1 iki 0,001 g) ir praktiškai netirpias (mažiau kaip 0,001g).

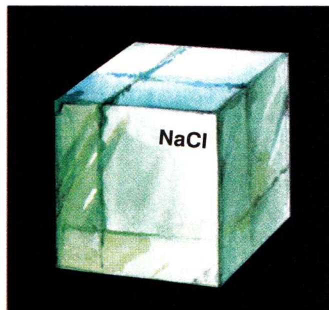
Gerai tirpsta vandenyje visos amonio, natrio ir kalio druskos, visi nitratai, daugelis chloridų ir sulfatų, amonio, natrio, kalio karbonatai. Netirpios druskos yra sidabro ir švino chloridai, daugelis karbonatų. Mažai tirpūs yra švino, bario ir kalcio karbonatai.



15.1 pav.



15.2 pav.



15.3 pav.

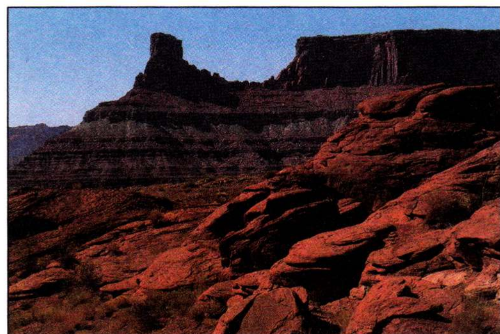
Valgomoji druska NaCl (natrio chloridas) yra geriausiai jums žinomas junginys. Tai kieta kristalinė medžiaga (15.1–15.4 pav.), nepakintanti net ugnyje, negendanti, o atvirkščiai, sauganti nuo gedimo kitas (maisto) medžiagas. Valgomosios druskos yra ištirpusios jūrų bei sūriųjų ežerų vandenyse (15.4 pav.) ir labai seniai susidariusių nuosėdų (akmens druskos) pavidalo.



15.4 pav.

Valgomoji druska labai svarbus produktas. Visoms tautoms druska yra pastovumo simbolis. Reikšdami palankumą, bičiulystę, svečius sutinkame su duona ir druska.

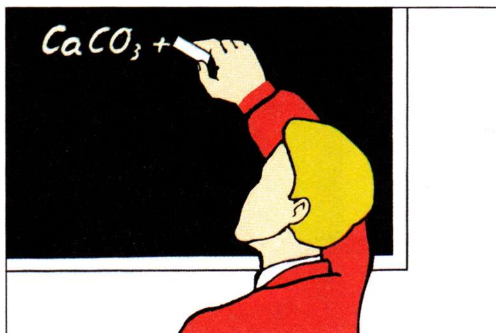
Gipsas $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (kalcio sulfato hidratas) yra labiausiai paplitęs gamtoje sulfatinis mineralas.



15.5 pav.

Klintis $CaCO_3$ (kalcio karbonatas) taip pat yra viena labiausiai paplitusių uolienų (15.5 pav.), žemėje slūgso didžiuliai jos sluoksniai. Kalcio ir magnio karbonatai sudaro apie 5% visų nuosėdinių uolienų ir cementuoja kitas smiltingas, naftingas uolienas. Klinties nuosėdų storis neretai siekia šimtus ir net tūkstančius metrų.

Kalcio karbonatas yra pagrindinė rašomosios kreidos sudedamoji dalis (15.6 pav.).



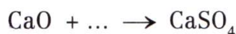
15.6 pav.

Kalio salietra KNO_3 (kalio nitratas) susidaro pūvant gyvūninėms atliekoms. Tai labai vertinga trąša, turinti augalams būtinų elementų kalio ir azoto.

Glauberio druska $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (natrio sulfato hidratas) gamtoje taip pat nuosėdinė uoliena. Dideli šios druskos klodai yra Kaspijos jūros Kara Bogaz Golo įlankoje. Ši druska ten sėda tik žiemą. Atšilus prasideda atvirkštinis procesas – nusėdusi druska ima tirpti. Per žiemą įlankoje nusėda maždaug 6 mlrd. t Glauberio druskos.

Užduotys

1. Kokias medžiagas vadiname druskomis?
2. Kokias medžiagas vadiname hidratais?
3. Parašykite jums žinomų hidratų formules.
4. Parašykite natrio chlorido gavimo dviem būdais cheminių reakcijų bendrąsias ir jonines lygtis.
5. Parašykite cheminių reakcijų, atitinkančių pateiktas schemas, lygtis:


$CaO + \ldots \longrightarrow CaSO_4$


$Ca(OH)_2 + \ldots \longrightarrow CaSO_4 + \ldots$


$Ca^{2+} + 2OH^- + \ldots \longrightarrow CaCO_3 + \ldots$


$Zn + \ldots + \ldots \longrightarrow \ldots + SO_4^{2-} + H_2$

Pavadinkite visas daleles.

15.2 • Jonų mainų reakcijos tirpaluose •

Druskos reaguoja su rūgštimis, šarmais ir kitomis druskomis. Labai svarbu įsidėmėti, jog šios reakcijos vyksta tarp jonų.

Jonų savybės. Palyginkite atomų ir jonų sandarą (15.7 ir 15.8 pav.).

To paties elemento atomo ir jono branduolio krūvis vienodas, o elektronų skaičius – skirtingas. Dėl to atomų ir jonų savybės skiriasi.

Laisvas natris reaguoja su vandeniu ir išsiskiria vandenilio dujos.

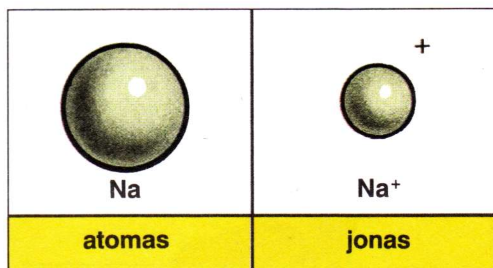


$$2Na(k.) + 2H_2O(s.) \longrightarrow 2NaOH(aq) + H_2(d.)$$

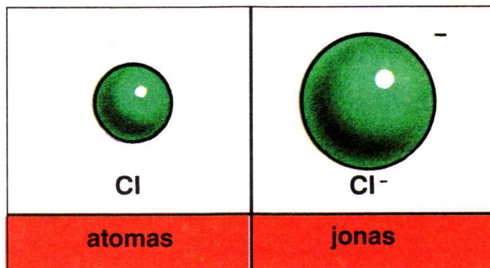
Chloro atomai jungiasi tarpusavyje ir sudaro chloro molekulę. Chloras yra nuodingos gelsvos dujos.

Valgomosios druskos NaCl tirpalas, kuriame yra natrio Na^+ ir chlorido Cl^- jonų, yra nenuodingas, valgomas su maistu (15.9 pav.). Be to, šie jonai yra bespalviai.

Hidratuoti Na^+, K^+, Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-} jonai yra bespalviai, todėl bespalviai yra NaCl, KCl, $NaNO_3$, Na_2SO_4 ir kitų druskų tirpalai.



15.7 pav.



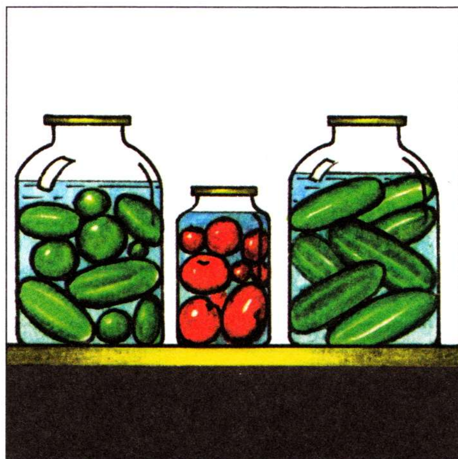
15.8 pav.

Yra ir spalvotų jonų, pavyzdžiui, hidratuoti Cu^{2+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Cr^{3+} ir kiti jonai.

Nors sieros rūgšties liekanos jonai yra bespalviai, vario sulfato vandeninis tirpalas yra melsvas. Geležies(III) jonų druska yra rausva.

Daugelį druskų galima atpažinti iš jų spalvotų jonų tirpaluose (15.10 pav.).

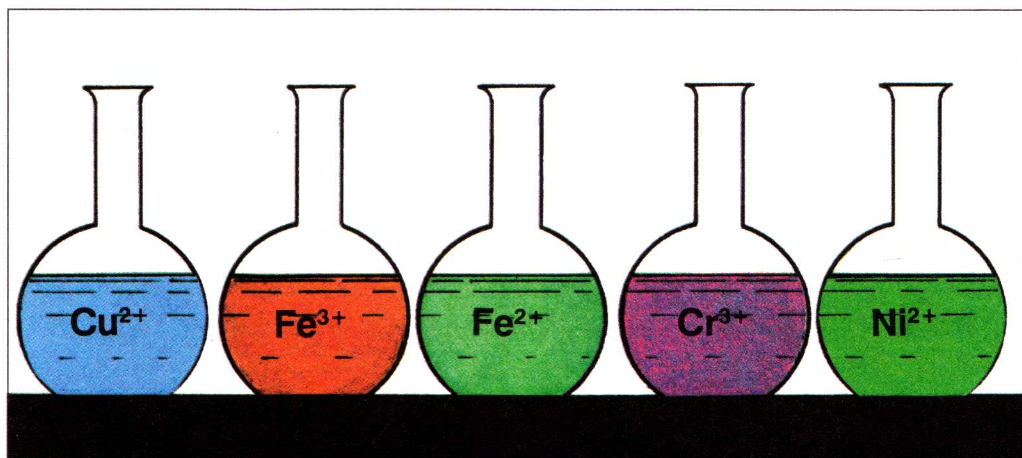
Darydami bandymus, susipažinsite su įvairiomis reakcijomis ir druskų savybėmis, sužinosite, kokiomis sąlygomis tos reakcijos vyksta.



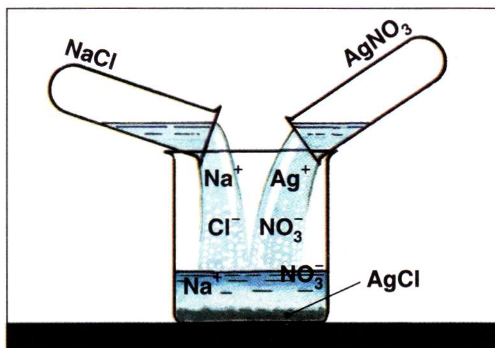
15.9 pav.

Jonų reakcijos elektrolitų tirpaluose vyksta iki galo tik tada, kai susidaro silpnai disocijuojanti medžiaga, nuosėdos arba dujos.

Jeigu iš tirpale esančių jonų nesusidaro nei silpnai disocijuojanti, nei mažai tirpstanti, nei dujinė medžiaga, tai reakcija iki galo nevyks.



15.10 pav.

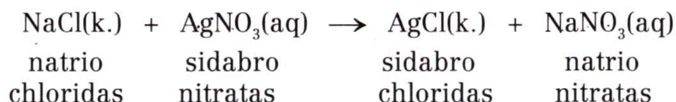


15.11 pav.

1. Druskos reaguoja tarpusavyje. Susidaro naujos druskos.

1 bandymas. Supilkite natrio chlorido ir sidabro nitrato tirpalus. Susidaro dvi naujos druskos; viena iš jų yra netirpi ir nusėda (15.11 pav.).

Bendroji reakcijos lygtis:



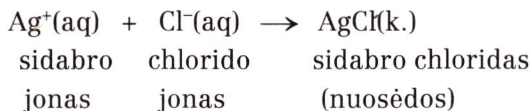
$$NaCl(k.) + AgNO_3(aq) \longrightarrow AgCl(k.) + NaNO_3(aq)$$

natrio chloridas — sidabro nitratas — sidabro chloridas — natrio nitratas

Joninės lygtys:



$$Na^+(aq) + Cl^-(aq) + Ag^+(aq) + NO_3^-(aq) \longrightarrow AgCl(k.) + Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$$



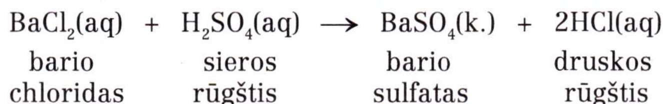
$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow AgCl(k.)$$

sidabro jonas — chlorido jonas — sidabro chloridas (nuosėdos)

2. Druskos reaguoja su rūgštimis. Susidaro kita druska ir kita rūgštis.

2 bandymas. Sumaišykite bario chlorido ir sieros rūgšties tirpalus. Nusėda baltas bario sulfatas (15.12 pav.).

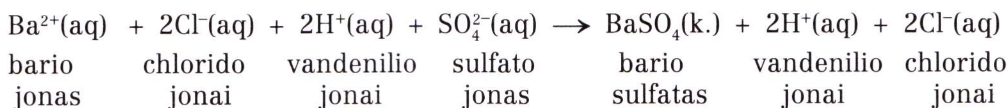
Bendroji reakcijos lygtis:



$$BaCl_2(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(k.) + 2HCl(aq)$$

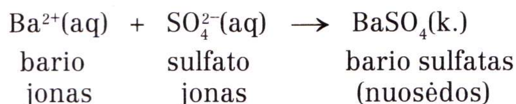
bario chloridas — sieros rūgštis — bario sulfatas — druskos rūgštis

Joninės lygtys:



$$Ba^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq) + 2H^{+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow BaSO_4(k.) + 2H^{+}(aq) + 2Cl^{-}(aq)$$

bario jonas	chlorido jonai	vandenilio jonai	sulfato jonas	bario sulfatas	vandenilio jonai	chlorido jonai



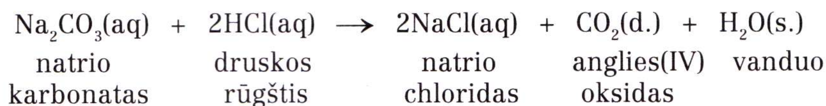
$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow BaSO_4(k.)$$

bario jonas	sulfato jonas	bario sulfatas (nuosėdos)

Reaguojant susidarė netirpi druska – $BaSO_4$.

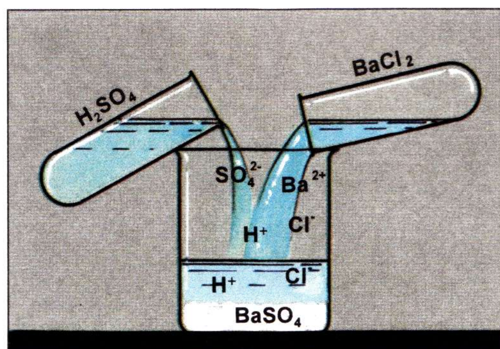
3 bandymas. Įpilkite į natrio karbonato (sodos) tirpalą truputį druskos rūgšties (15.13 pav.). Išsiskiriančias dujas ištirkite sudrėkintu lakmuso popierėliu. Lakmusas paraudonuos.

Bendroji reakcijos lygtis:

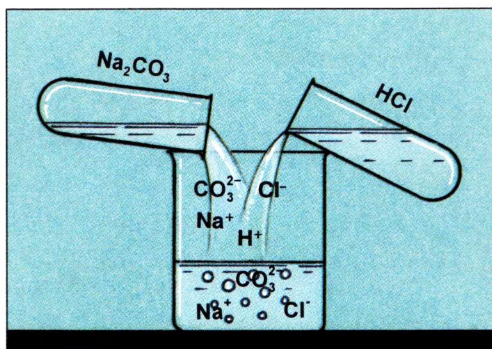


$$Na_2CO_3(aq) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2NaCl(aq) + CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

natrio karbonatas	druskos rūgštis	natrio chloridas	anglies(IV) oksidas	vanduo



15.12 pav.

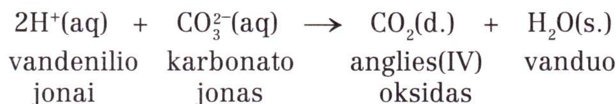


15.13 pav.

Joninės lygtys:



$$2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq) + CO_2(d.) + H_2O(s.)$$



$$2H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

$2H^+(aq)$	$CO_3^{2-}(aq)$	$CO_2(d.)$	$H_2O(s.)$
vandenilio jonai	karbonato jonas	anglies(IV) oksidas	vanduo

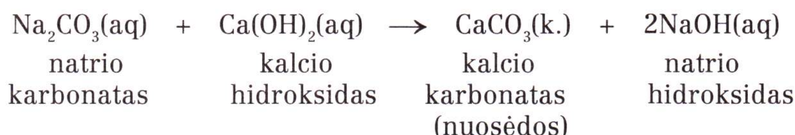
Reaguojant susidarė dujos – CO_2.

Įsidėmėkite: stipresnė nelaki rūgštis išstumia silpnesnę, lakesnę rūgštį.

3. Druskos reaguoja su tirpiais hidroksidais. Susidaro kita druska ir kitas hidroksidas.

4 bandymas. Sumaišykite natrio karbonato ir kalcio hidroksido tirpalus. Vanduo susidrumsčia, susidaro netirpi druska – kalcio karbonatas (15.14 pav.).

Bendroji reakcijos lygtis:



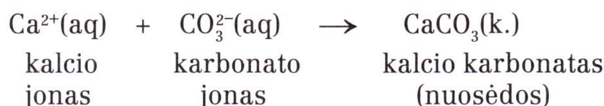
$$Na_2CO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.) + 2NaOH(aq)$$

$Na_2CO_3(aq)$	$Ca(OH)_2(aq)$	$CaCO_3(k.)$	$2NaOH(aq)$
natrio karbonatas	kalcio hidroksidas	kalcio karbonatas (nuosėdos)	natrio hidroksidas

Joninės lygtys:



$$2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq)$$



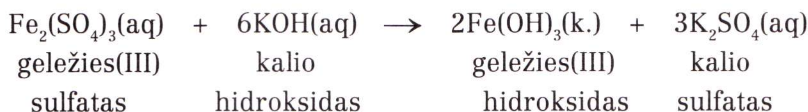
$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.)$$

$Ca^{2+}(aq)$	$CO_3^{2-}(aq)$	$CaCO_3(k.)$
kalcio jonas	karbonato jonas	kalcio karbonatas (nuosėdos)

Reaguojant susidarė netirpi druska – $CaCO_3$.

5 bandymas. Supilkite kalio šarmo ir geležies(III) sulfato tirpalus. Susidaro netirpus geležies hidroksidas (15.15 pav.).

Bendroji reakcijos lygtis:



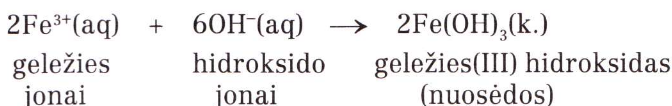
$$Fe_2(SO_4)_3(aq) + 6KOH(aq) \longrightarrow 2Fe(OH)_3(k.) + 3K_2SO_4(aq)$$

$Fe_2(SO_4)_3(aq)$	+	$6KOH(aq)$	→	$2Fe(OH)_3(k.)$	+	$3K_2SO_4(aq)$
geležies(III) sulfatas		kalio hidroksidas		geležies(III) hidroksidas		kalio sulfatas

Joninės lygtys:



$$2Fe^{3+}(aq) + 3SO_4^{2-}(aq) + 6K^+(aq) + 6OH^-(aq) \longrightarrow 2Fe(OH)_3(k.) + 6K^+(aq) + 3SO_4^{2-}(aq)$$

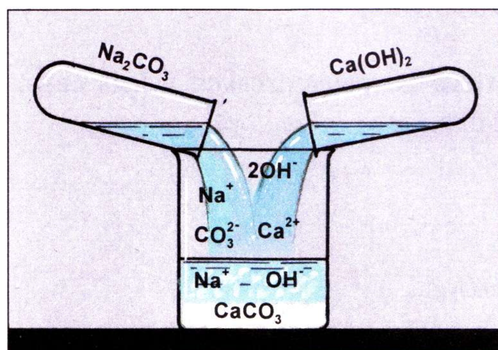


$2Fe^{3+}(aq)$	+	$6OH^-(aq)$	→	$2Fe(OH)_3(k.)$
geležies jonai		hidroksido jonai		geležies(III) hidroksidas (nuosėdos)

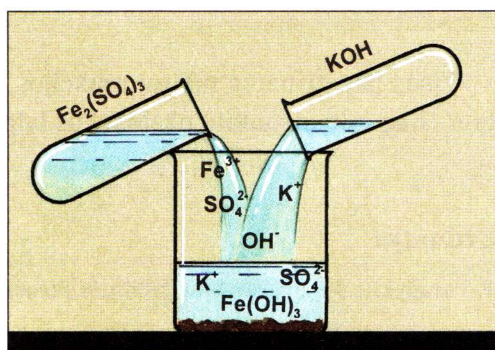
Atlikę šiuos bandymus sužinojote, kaip gaunami netirpūs hidroksidai.

Įsidėmėkite: netirpūs hidroksidai gaunami tirpioms metalų druskoms reaguojant su šarmais.

Reakcijos, kurios vyksta darant 1–5 bandymus, vadinamos mainų reakcijomis. Joms vykstant, reaguojančios medžiagos pasikeičia jonais.



15.14 pav.



15.15 pav.

Rašydami visų mainų reakcijų tirpaluose lygtis, naudokitės druskų, rūgščių ir hidroksidų tirpumo vandenyje lentele.

Tik iš lentelės sužinosite, kuriuos tirpalus turite sumaišyti, kad gautumėte norimą medžiagą, ir kokių tirpalų neverta maišyti, nes tarp jų reakcija nevyks.

Druskų, rūgščių ir hidroksidų tirpumas vandenyje

Jonai	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		T	T	T	–	T	M	M	N	N	–	N	N	N	N
NO_3^-	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
Cl^-	T	T	T	T	N	T	T	T	T	T	T	M	T	T	T
S^{2-}	T	T	T	T	N	–	–	–	N	N	N	N	N	N	–
SO_3^{2-}	T	T	T	T	M	M	M	M	M	–	–	N	M	–	–
SO_4^{2-}	T	T	T	T	M	N	M	T	T	T	T	N	T	T	T
CO_3^{2-}	T	T	T	T	N	N	N	N	N	N	–	N	N	–	–
SiO_3^{2-}	N	–	T	T	N	N	N	N	N	–	–	N	N	–	–
PO_4^{3-}	T	T	T	T	N	N	N	N	N	N	N	N	N	T	N

T – tirpios (daugiau kaip 10 g 1000 g vandens)
M – mažai tirpios (nuo 10 iki 0,01 g 1000 g vandens)
N – netirpios (mažiau kaip 0,01 g 1000 g vandens)
– (brūkšnelis) – skaido vanduo arba nėra junginių

Visos išnagrinėtos mainų reakcijos, kuriose dalyvauja druskos, vyksta nekintant cheminių elementų oksidacijos laipsniams.

Užduotys

1. Parašykite šių druskų elektrolitinės disociacijos lygtis:

a) magnio chlorido;
b) aliuminio sulfato;

c) cinko nitrato;
d) vario(II) chlorido.

2. Parašykite bendrąsias ir jonines lygtis reakcijų tarp:

a) natrio chlorido ir sidabro nitrato;
b) vario(II) chlorido ir natrio šarmo;
c) kalcio chlorido ir natrio karbonato;
d) magnio sulfato ir bario chlorido.

3. Parašykite bendrąsias ir jonines lygtis reakcijų, kuriomis galima gauti šias druskas:

a) sidabro sulfidą;
b) kalcio karbonatą;
c) bario fosfatą.

4. Parašykite bendrąsias ir jonines lygtis reakcijų, kuriomis galima gauti šiuos netirpius hidroksidus:

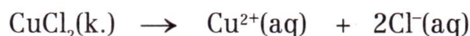
a) aliuminio hidroksidą;
b) geležies(III) hidroksidą;
c) cinko hidroksidą;
d) vario(II) hidroksidą.

5. Kuo skiriasi mainų reakcijos tarp jonų nuo oksidacijos ir redukcijos reakcijų? Pateikite pavyzdžių ir paaiškinkite.

15.3 • Pavadavimo reakcijos druskų tirpaluose •

Druskų sąveika su metalais

1 bandymas. Ištirpinkite vandenyje vario(II) chlorido (15.16 pav.). Tirpale šis junginys suskyla į jonus, kurie vandenyje hidratuojasi:

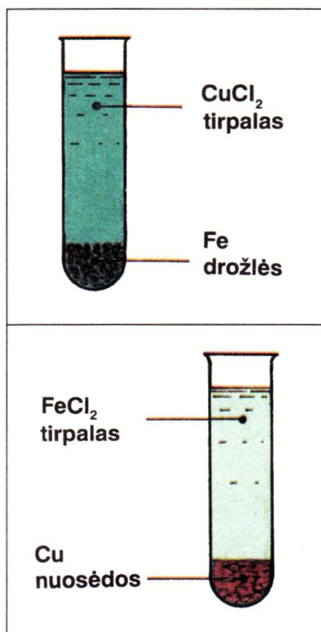


$$CuCl_2(k.) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$$

Įmeskite į šį mėlyną tirpalą geležies drožlių. Po kurio laiko mėlynas tirpalas virs gelsvai žalsvu, o geležies drožlės paraudonuos. Raudonas metalas yra varis.

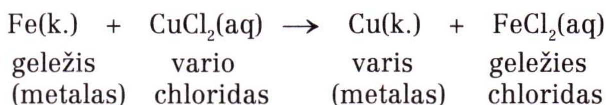
Kaip jis atsirado?

Šios reakcijos metu geležis pakeičia varį.



15.16 pav.

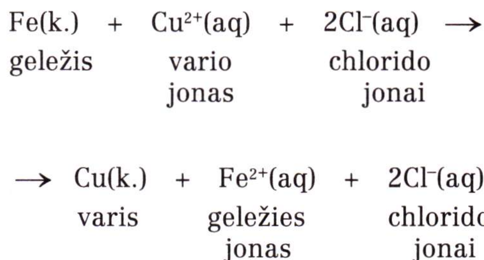
Bendroji lygtis:



$$Fe(k.) + CuCl_2(aq) \longrightarrow Cu(k.) + FeCl_2(aq)$$

geležis (metalas) — vario chloridas — varis (metalas) — geležies chloridas

Joninė lygtis:



$$Fe(k.) + Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow$$

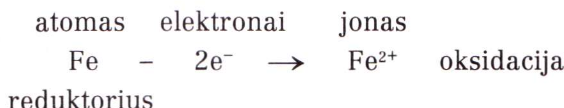
geležis — vario jonas — chlorido jonai

$$\longrightarrow Cu(k.) + Fe^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$$

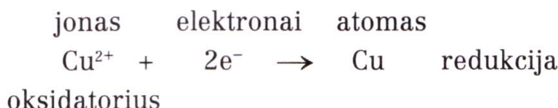
varis — geležies jonas — chlorido jonai

Šioje reakcijoje kinta atomų ir jonų oksidacijos laipsniai, t. y. elektronai prijungiami ir atiduodami. Tai oksidacijos ir redukcijos reakcija.

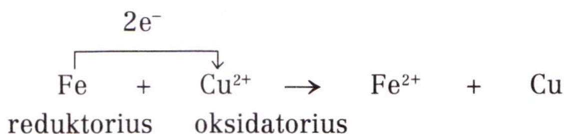
Geležies atomas atiduoda 2 elektronus vario jonui ir virsta geležies(II) jonu. Geležies atomas oksiduojasi.



Vario jonas prisijungia 2 elektronus ir virsta laisvu atomu. Vario jonas redukuojasi.

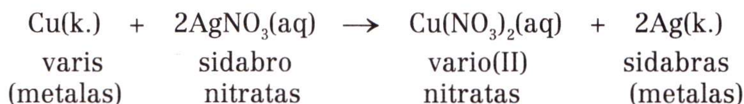


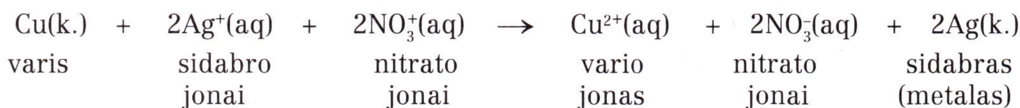
Sutrumpinta joninė lygtis:



Tai geležies oksidacija. Oksidatorius čia yra vario jonai. Geležis yra aktyvesnis už varį metalas. Geležies atomai atiduoda elektronus, o vario jonai juos prisijungia.

2 bandymas. Į sidabro nitrato $AgNO_3$ tirpalą įmerkite vario strypelį. Po kurio laiko tirpale atsiranda vario jonų, tirpalas pamėlynuoja, o varis apsitraukia sidabru (15.17 pav.).





$$\underset{\text{varis}}{Cu(k.)} + \underset{\text{sidabro jonai}}{2Ag^{+}(aq)} + \underset{\text{nitrato jonai}}{2NO_3^{+}(aq)} \rightarrow \underset{\text{vario jonas}}{Cu^{2+}(aq)} + \underset{\text{nitrato jonai}}{2NO_3^{-}(aq)} + \underset{\text{sidabras (metalas)}}{2Ag(k.)}$$

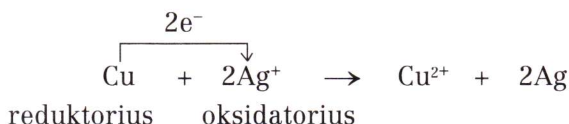
Elektronų atidavimas ir prisijungimas:



$$\overset{0}{Cu} - 2e^{-} \rightarrow Cu^{2+} \quad \text{oksidacija}$$

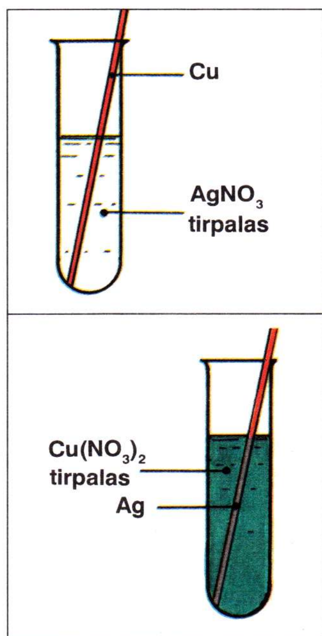


$$2Ag^{+} + 2e^{-} \rightarrow 2\overset{0}{Ag} \quad \text{redukcija}$$



$$\underset{\text{reduktorius}}{Cu} + \underset{\text{oksidatorius}}{2Ag^{+}} \xrightarrow{2e^{-}} Cu^{2+} + 2Ag$$

Tai vario oksidacija. Oksidatorius čia yra sidabro jonai.
Varis yra aktyvesnis už sidabrą metalas.
Vario atomai atiduoda elektronus, o sidabro jonai juos prisijungia.



15.17 pav.

Atkreipkite dėmesį – varis atidavė du elektronus. Vienam sidabro jonui tereikia vieno elektrono, todėl tuos elektronus prisijungė du sidabro jonai. Susidarė du sidabro atomai.

Ši reakcija paaiškina, kaip išskiriamas sidabras iš naudoto fiksažo. Pagrindinė fiksažo (jis naudojamas fotografiniam atvaizdui užtvirtinti) sudedamoji dalis yra natrio tiosulfatas. Fotografinėje juostoje ir popieriuje esantys sidabro bromidas AgBr ir sidabro chloridas AgCl ištirpsta, susidaro tirpus natrio sidabro tiosulfatas. Iš jo lengva gauti sidabrą 2 bandyme nurodytu būdu. Taip galima pasidabruoti varinius pinigus. Sidabras yra brangusis metalas, todėl seno fiksažo išpilti nereikėtų. Surinkite seno fiksažo ir, mokytojo padedami, išskirkite sidabrą.

Palyginę nagrinėtąsias reakcijas matome, kad cinkas ir geležis išstumia varį iš druskų, o varis išstumia sidabrą iš jo druskų. Visi metalai buvo surikiuoti į reaktingumo, arba cheminio aktyvumo, eilę.

K Na Ca Mg Al Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Reaktingumo eilėje kairėje esantys metalai išstumia dešinėje esančius metalus.

Rašydami pavadavimo reakcijų druskų tirpaluose lygtis, atkreipkite dėmesį į metalų reaktingumo eilę. Be to, nerašykite pavadavimo reakcijų tarp šarminių metalų – ličio Li, natrio Na, kalio K, kalcio Ca ir kitų – ir druskų, nes jie labai gerai reaguoja su vandeniu ir išsiskiria vandenilio dujos.

Užduotys

1. Kokios reakcijos vadinamos pavadavimo reakcijomis? Kaip jos vyksta?
2. Parašykite pavadavimo reakcijas:

   a) tarp cinko atomų ir geležies jonų, sidabro jonų;
   b) tarp geležies atomų ir švino jonų, sidabro jonų;
   c) tarp nikelio atomų ir vario jonų, sidabro jonų, gyvsidabrio jonų.

3. Ar galimos pavadavimo reakcijos tarp:

   a) Ni^{2+} ir Cu;
   b) Zn^{2+} ir Fe;
   c) Sn ir Cu^{2+};
   d) Cr^{3+} ir Hg?

   Parašykite galimų reakcijų lygtis. Kurie elementai elektronus atiduoda, kurie prisijungia?
4. Į tirpalą, kuriame ištirpinta 2 g vario chlorido, įdėta 10 g geležies drožlių. Kaip pasikeis geležies drožlių masė pasibaigus reakcijai?

15.4 • Druskų apibendrinimas •

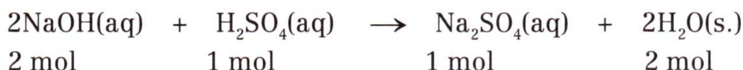
Druskos yra:

- **joninės medžiagos, sudarytos iš metalo katijono ir rūgšties liekanos**
- **rūgšties ir bazės neutralizacijos reakcijos produktas.**



rūgštis + bazė → druska + vanduo

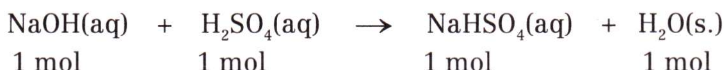
Jei metalų atomai pakeičia visus rūgšties vandenilio atomus, susidaro normaliosios druskos:



$$2NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(s.)$$

2 mol   1 mol   1 mol   2 mol

Jei metalų atomai pakeičia ne visus rūgšties vandenilio atomus, susidaro rūgščiosios druskos:



$$NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow NaHSO_4(aq) + H_2O(s.)$$

1 mol   1 mol   1 mol   1 mol

Druskų pavadinimai sudaromi prie metalo pavadinimo pridėjus priesagas -id-, -at- ir -it-.

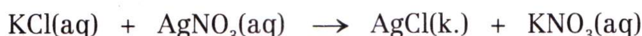
		-idas	bedeguonės rūgšties druska	kalio sulfidas K_2S
Metalo pavadinimas	+	-atas	deguoninės rūgšties druska (elementas, nuo kurio priklauso rūgšties pavadinimas, yra aukščiausio oksidacijos laipsnio)	+6 kalio sulfatas K_2SO_4
		-itas	deguoninės rūgšties druska (elementas, nuo kurio priklauso rūgšties pavadinimas, yra žemesnio oksidacijos laipsnio)	+4 kalio sulfitas K_2SO_3

Cheminės savybės

Jonų mainų reakcijos tirpaluose. Jos vyksta tada, kai susidaro

- nuosėdos
- dujos
- mažai disocijuojanti medžiaga

- Tirpios druskos reaguoja tarpusavyje ir susidaro netirpi druska



$$KCl(aq) + AgNO_3(aq) \longrightarrow AgCl(k.) + KNO_3(aq)$$

- Tirpios druskos reaguoja su tirpiais hidroksidais (šarmais)
  susidaro netirpus hidroksidas



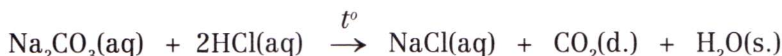
$$CuSO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.) + Na_2SO_4(aq)$$

susidaro netirpi druska



$$Na_2CO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.) + 2NaOH(aq)$$

- Tirpios druskos reaguoja su rūgštimis (stipri nelaki rūgštis išstumia silpnesnę rūgštį iš druskų)



$$Na_2CO_3(aq) + 2HCl(aq) \xrightarrow{t^o} NaCl(aq) + CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

Oksidacijos ir redukcijos reakcijos

- Druskos reaguoja su metalais



$$Zn(k.) + CuCl_2(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + Cu(k.)$$

Kai kurios druskos reaguoja su vandeniu ir sudaro hidratus



$$CuSO_4 + 5H_2O \longrightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

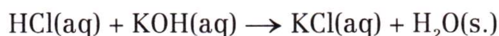
Kai kurios deguoninių rūgščių druskos skyla



$$CaCO_3(k.) \xrightarrow{t^o} CaO(k.) + CO_2(d.)$$

Gavimas

- Rūgštis + hidroksidas



$$HCl(aq) + KOH(aq) \longrightarrow KCl(aq) + H_2O(s.)$$

- Rūgštis + bazinis oksidas



$$2HNO_3(aq) + CuO(k.) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + H_2O(s.)$$

- Rūgštis + metalas



$$H_2SO_4(aq) + Zn(k.) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(d.)$$

- Rūgštis + druska



$$2HCl(aq) + CaCO_3(k.) \longrightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(s.) + CO_2(d.)$$

- Hidroksidas + rūgštinis oksidas



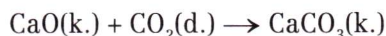
$$2KOH(aq) + CO_2(d.) \longrightarrow K_2CO_3(aq) + H_2O(s.)$$

- Hidroksidas + druska



$$3NaOH(aq) + FeCl_3(aq) \longrightarrow Fe(OH)_3(k.) + 3NaCl(aq)$$

- Bazinis oksidas + rūgštinis oksidas



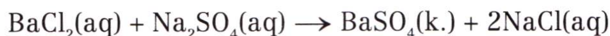
$$CaO(k.) + CO_2(d.) \longrightarrow CaCO_3(k.)$$

- Druska + metalas



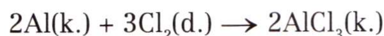
$CuSO_4(aq) + Fe(k.) \longrightarrow FeSO_4(aq) + Cu(k.)$

- Druska + druska



$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(k.) + 2NaCl(aq)$

- Metalas + nemetalas



$2Al(k.) + 3Cl_2(d.) \longrightarrow 2AlCl_3(k.)$

Užduotys

1. Išvardykite bent penkis druskų gavimo būdus ir parašykite kiekvieno iš jų reakcijos lygtį.
2. Iš pateiktų medžiagų formulių išrinkite tas, kurios yra:

   a) rūgštiniai oksidai;

   b) baziniai oksidai;

   c) rūgštys;

   d) hidroksidai;

   e) druskos:

   HCl, KOH, HNO_3, CuO, CO_2, $Fe(OH)_3$, P_2O_5, SO_3, $Mg(OH)_2$, $AlCl_3$, CaO, H_2SO_4, $Fe(NO_3)_3$, Na_2O, H_3PO_4, K_2S. Parašykite šių medžiagų pavadinimus.
3. Su kuriomis šių medžiagų gali reaguoti sieros rūgšties tirpalas: HNO_3, MgO, NaOH, Fe, Cu, $Cu(OH)_2$, HCl, $BaCl_2$ (tirpalas)? Parašykite galimų reakcijų bendrąsias ir jonines lygtis.
4. Su kuriomis šių medžiagų gali reaguoti vario(II) hidroksidas: NaOH, CO_2, HCl, Fe_2O_3, HNO_3? Parašykite galimų reakcijų bendrąsias ir jonines reakcijų lygtis.
5. Kurios šių medžiagų gali reaguoti viena su kita: CuO ir H_2O; CuO ir NaOH; CuO ir HCl; Cu ir HCl; Fe ir HCl; K_2O ir H_2O; SO_2 ir NaOH; $AgNO_3$ ir KCl? Sudarykite reakcijų lygtis (bendrąsias ir jonines). Po reakcijų produktų formulėmis parašykite jų pavadinimus.
6. Pateikite druskų susidarymo vykstant oksidacijos ir redukcijos reakcijoms pavyzdžių:

   a) jungimosi reakcijų;

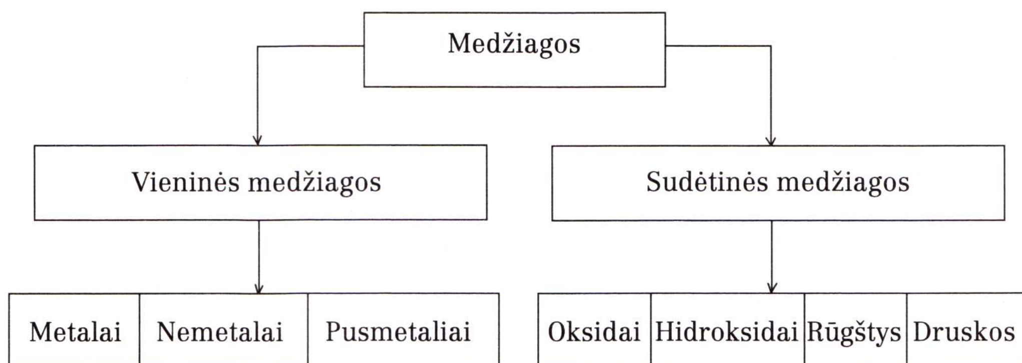
   b) pavadavimo reakcijų.

Praktikos darbas • Druskų savybių tyrimas

1. Į vieną mėgintuvėlį įdėkite truputį kreidos (kalcio karbonato), į kitą – magnio karbonato. Į pirmąjį įpilkite 1–2 ml druskos rūgšties tirpalo, o į antrąjį – tiek pat sieros rūgšties tirpalo. Kokia reakcija būdinga karbonatams ir kaip juos veikia rūgštūs lietūs? Parašykite bendrąsias ir jonines reakcijų lygtis.
2. Atlikite reakcijas tarp druskų; būtina sąlyga – reakcijos metu susidariusi nauja druska turi iškristi nuosėdų pavidalu.

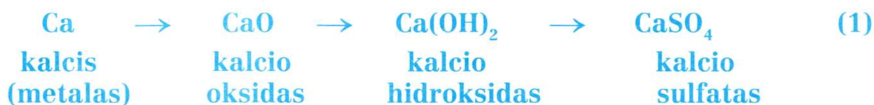
16 • Oksidų, hidroksidų, rūgščių ir druskų tarpusavio ryšys •

Nagrinėtos medžiagos pagal sudėtį ir chemines savybes skirstomos į šias klases:



Iš vienos klasės medžiagų galima gauti kitos klasės medžiagas.

Yra dvi tarpusavyje susijusių medžiagų eilės: viena prasideda metalais, kita – nemetalais. Pavyzdžiui, oksiduojantis kalciui, galima gauti kalcio oksidą, o šiam jungiantis su vandeniu – kalcio hidroksidą. Kalcio hidroksidui reaguojant su rūgštimis, susidaro druska. Visus šiuos kitimus galima pavaizduoti tokia schema:



$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 \quad (1)$$

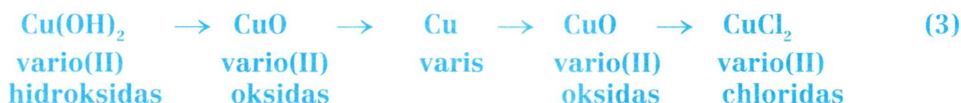
kalcis (metalas) — kalcio oksidas — kalcio hidroksidas — kalcio sulfatas

Oksiduojant fosforą, galima gauti fosforo(V) oksidą, o šiam jungiantis su vandeniu – fosforo rūgštį. Fosforo rūgštis reaguodama su hidroksidais sudaro druską.

Šiuos kitimus galima pavaizduoti tokia schema:



Gali būti ir kitokių įvairių klasių junginių tarpusavio ryšio schemų, pavyzdžiui:



Cheminės reakcijos yra labai svarbios mūsų gyvenime. Jos vyksta visur: mūsų organizme, ore, dirvožemyje, vandenynuose.

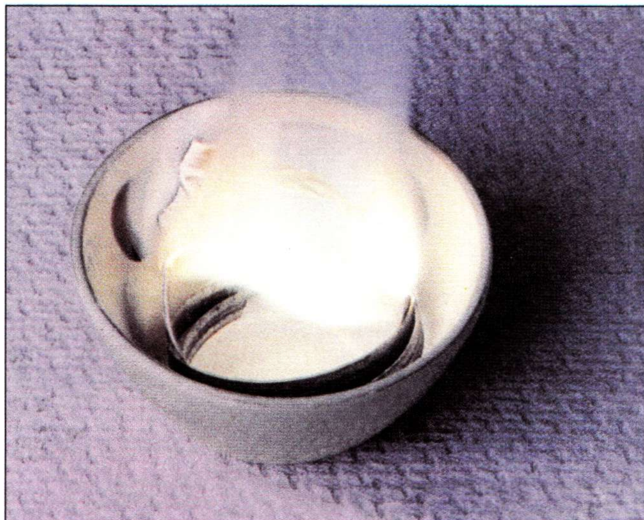
Cheminių reakcijų dėka yra sukuriama daug įvairių medžiagų, naudojamų kasdien mūsų gyvenime.



16.1 pav.

Nuvalyta magnio juostelė ore bematant apsitraukia magnio oksido MgO plėvele (16.1 pav.).

Įkaitintas iki 600–650 °C temperatūros magnis užsidega ir dega skleisdamas akinančią šviesą. Šviesos šaltinis yra susidariusios įkaitusios MgO dalelės (16.2 pav.).



16.2 pav.

Magnio oksidas MgO yra bespalviai kristalai arba balti, purūs milteliai. Jie iš oro lengvai sugeria vandens garus, anglies(IV) oksidą – susidaro magnio hidroksidas $Mg(OH)_2$ ir magnio karbonatas $MgCO_3$ (16.3 pav.).



16.3 pav.



Baltosios magnezijos $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 3H_2O$ tirpalu mažinamas skrandžio rūgštingumas (16.4 pav.).

Užduotys

1. Parašykite schemose (1, 2, 3) pateiktų vienų medžiagų virtimo kitomis cheminių reakcijų lygtis.
2. Su kurių klasių medžiagomis reaguoja:

   a) hidroksidai;

   b) rūgštys?

   Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
3. Su kurių klasių medžiagomis reaguoja:

   a) baziniai oksidai;

   b) rūgštiniai oksidai?

   Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
4. Kaip įvykdyti šiuos kitimus:

   sieros(VI) oksidas ⟶ sieros rūgštis ⟶ cinko sulfatas;

   siera ⟶ sieros(IV) oksidas ⟶ sulfitinė rūgštis ⟶ kalio sulfitas;

   geležies(III) hidroksidas ⟶ geležies(III) oksidas ⟶ geležies(III) chloridas ⟶ geležies(III) hidroksidas?

   Parašykite atitinkamų reakcijų bendrąsias ir jonines lygtis.
5. Kaip įvykdyti šiuos kitimus:

   $C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow H_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3$;

   $Ba \longrightarrow BaO \longrightarrow Ba(OH)_2 \longrightarrow BaCl_2$;

   $Fe \longrightarrow FeO \longrightarrow FeSO_4 \longrightarrow Fe(OH)_2 \longrightarrow FeCl_2$?

   Parašykite reakcijų lygtis ir pavadinkite visas medžiagas.

Praktikos darbas • Eksperimentinės užduotys

Eksperimentiniu būdu atlikite šias reakcijas:

vario(II) oksidas ⟶ vario(II) chloridas ⟶ vario(II) hidroksidas ⟶ vario(II) oksidas.

↓

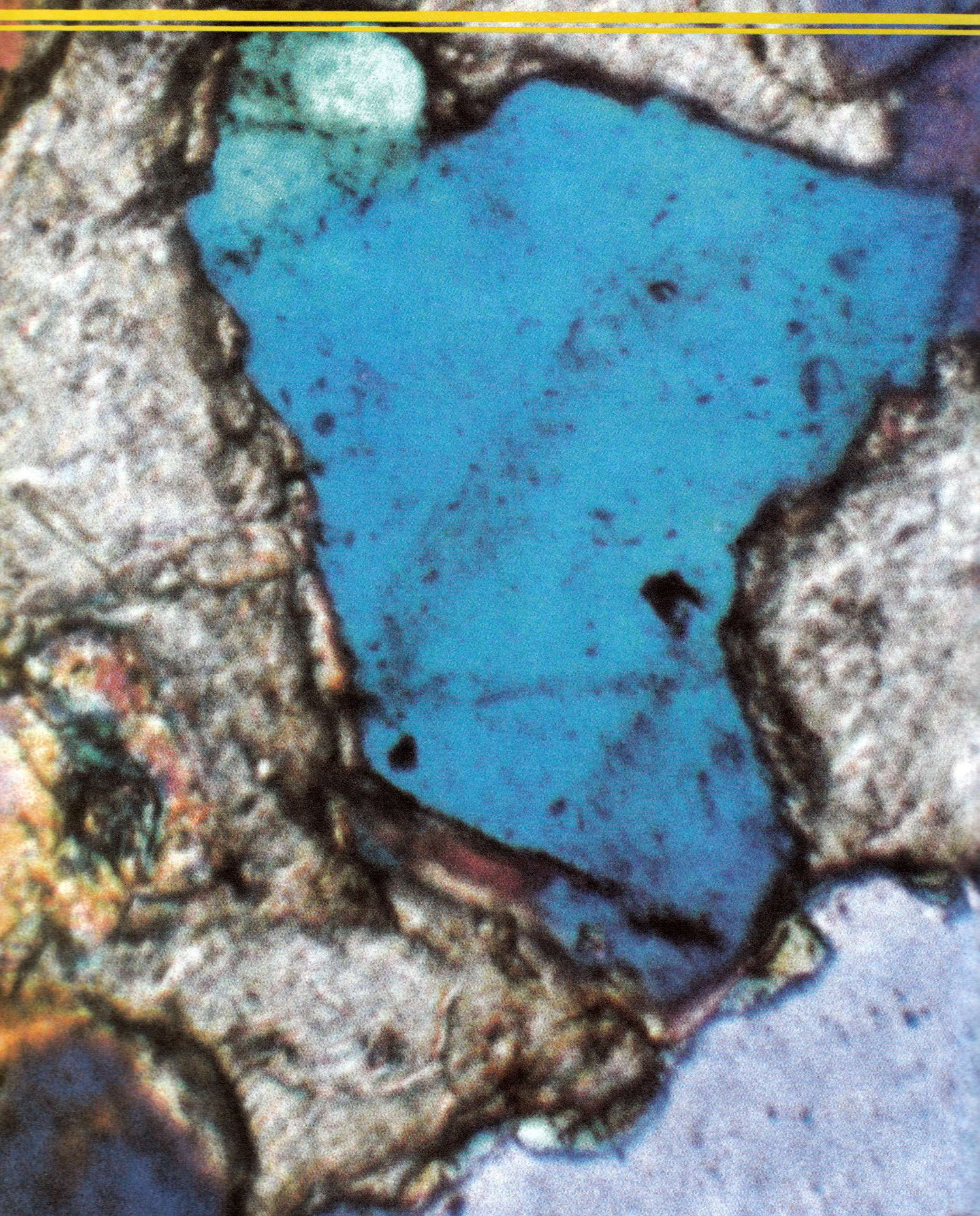
Cu

Parašykite bendrąsias ir jonines reakcijų lygtis.



METALAI

Metalų ir jų junginių savybės



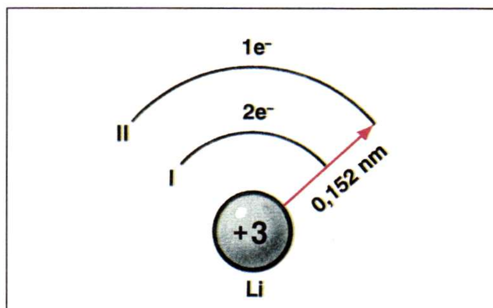
17.1 • Metalų vieta periodinėje elementų sistemoje ir atomų sandaros ypatumai •

Iš šiuo metu žinomų 109 cheminių elementų daugiau kaip 80 yra metalai. Jie yra kairiojoje periodinės elementų lentelės pusėje (žr. lentelę).

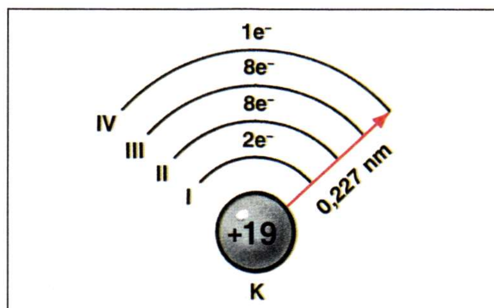
IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	IIA																
Li 3	Be 4	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB		VIIIB		IB	IIB						
Na 11	Mg 12											Al 13					
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31					
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50				
Cs 55	Ba 56	La-Lu 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Ti 81	Pb 82	Bi 83	Po 84		
Fr 87	Ra 88	Ac-Lr 89-103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109									
		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	
		Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103	

▭ – A grupių metalai ▭ – B grupių metalai (pereinamieji metalai)

▭ – lantanoidai, aktinoidai



17.1 pav.



17.2 pav.

VIII klasėje nagrinėdami periodinę elementų lentelę sužinojote, kad kiekvienas periodas (išskyrus pirmąjį) prasideda metalu, kad perioduose, didėjant elementų atominiam skaičiui, metališkosios savybės silpnėja, kad metalų atomai išoriniame sluoksnyje turi nedaug elektronų, kuriuos silpnai traukia branduoliai.

Dabar nuodugniau panagrinėsime metalų atomų sandarą. Daugiausia dėmesio skirsime A grupių metalams. Jų atomai išoriniame sluoksnyje turi 1–2, tik kai kurie 3–4 elektronus. Pavyzdžiui, visų IA grupės metalų atomų išoriniame sluoksnyje yra vienas elektronas, IIA – du elektronai ir t. t.

Tos pačios grupės atomų spinduliai ilgėja didėjant atominiam skaičiui, nes daugėja elektronų sluoksnių. Jų skaičius atitinka periodo numerį (17.1 ir 17.2 pav.).

Kaip matome, išorinio sluoksnio elektronai yra toliau nuo branduolio, sąveika tarp branduolio ir tų elektronų silpnesnė, todėl atomas tuos elektronus lengviau atiduoda.

Kuo lengviau metalas atiduoda elektronus, tuo ryškesnės jo metališkosios savybės.
Cheminėse reakcijose metalų atomai visuomet atiduoda elektronus ir virsta teigiamaisiais jonais:



reduktorius $\overset{0}{Me} - ne^{-} \longrightarrow Me^{n+}$ oksidacija

Metalų jonai įgyja tokį teigiamą krūvį, kokį elektronų skaičių atiduoda atomai.
Metalai – stiprūs reduktoriai.

Didėjant grupėse atominiam skaičiui, ryškėja elementų metališkosios savybės.

Vykstant oksidacijos ir redukcijos reakcijoms, B grupių metalai atiduoda paskutiniojo sluoksnio 1 arba 2 elektronus ir tam tikrą skaičių priešpaskutiniojo sluoksnio elektronų (tai priklauso nuo elemento vietos periodinėje sistemoje). Šie metalai turi kintamą oksidacijos laipsnį, pavyzdžiui, geležies jis yra +2 ir +3, vario dažniausiai +2 ir +1, gyvsidabrio +2, +1, švino +2, +4.

Atkreipkite dėmesį į lentelėje pateiktus metalų atomų ir juos atitinkančių teigiamų jonų spindulius. Palyginkite juos.

IA grupės metalai	Atomo spindulys, nm	Jono Me^{+} spindulys, nm	IIA grupės metalai	Atomo spindulys, nm	Jono Me^{2+} spindulys, nm
Li	0,152	0,068	Be	0,112	0,031
Na	0,186	0,101	Mg	0,160	0,065
K	0,227	0,134	Ca	0,197	0,099
Rb	0,248	0,148	Sr	0,215	0,117
Cs	0,267	0,168	Ba	0,217	0,135

1 nm = 10^{-9} m

Užduotys

1. Iš kokių ir kiek dalelių sudaryti šių metalų atomai: Na, Rb, Mg, Sr, Al?
2. Parašykite Cs^{+}, Mg^{2+} ir Al^{3+} jonų susidarymo schemas.
3. Nurodykite Na^{+} ir $\overset{0}{Ne}$ sandaros panašumus ir skirtumus.
4. Kuo skiriasi sandara: a) cezio atomo ir cezio jono, b) magnio atomo ir magnio jono?
5. Kiek elektronų turi Rb^{+}, Ca^{2+}, In^{3+}, Pb^{4+} jonai?
6. Parašykite jono, kurio sudėtyje yra 38 protonai ir 36 elektronai, simbolį. Nurodykite jono krūvį.
7. Kieno ryškesnės metališkosios savybės: a) natrio ar rubidžio, b) magnio ar bario? Kodėl?

17.2 • Metalų – vieninių medžiagų – sandara ir fizikinės savybės •



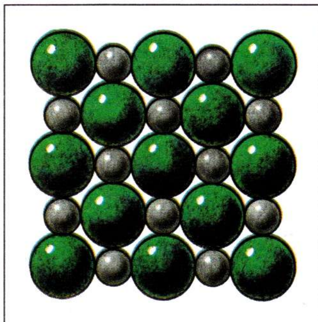
Prisiminkime, kaip sudaryti joninių junginių kristalai, kas būdinga tokios sandaros medžiagoms (17.3 pav.).

Joniniai kristalai sudaryti iš jonų. Tokios sandaros medžiagos labai kietos, trapios, nelakios, jų lydymosi ir virimo temperatūra yra aukšta.

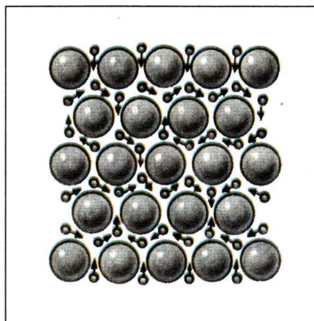
Metalų kristalų sandara skiriasi nuo joninių junginių sandaros (17.4 pav.).

Metalų kristalai sudaryti iš teigiamų jonų, tarp kurių laisvai juda išorinių sluoksnių elektronai.

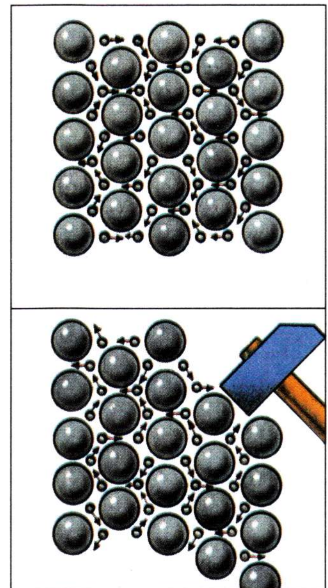
Šie elektronai nebepriklauso vienam kuriam nors jonui, o sudaro elektronų debesį, kuris jungia visus teigiamus jonus, juos tarsi sucementuoja ir lemia metališkojo ryšio atsiradimą. Metalų kristalų gardelės yra neutralios (krūvis lygus 0). Kadangi elektronai nepaliaujamai juda metalų kristaluose, tai jiems susidūrus su jonais, trumpą laiką gali atsirasti ir neutralių atomų. Metalų jonai kristaluose išsidėsto labai tankiai, tačiau ne visuose vienodai.



17.3 pav.



17.4 pav.



17.5 pav.

Cheminis ryšys, pasireiškiantis metalų kristaluose, vadinamas *metališkuoju.*

Metališkąjį ryšį turi ir kieti, ir skysti metalai.

Apie kai kurias metalų savybes jau kalbėjome anksčiau. Atkreipėme dėmesį, kad metalai yra kietos medžiagos (išskyrus gyvsidabrį), kad jie plastiški, kalūs, blizga, yra geri elektros ir šilumos laidininkai.

Išsiaiškinome, kad būdingąsias metalų savybes lemia elektronai, laisvai judantys metalų kristaluose.

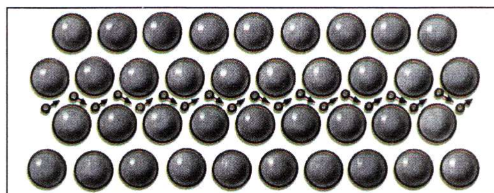
Kalami, tempiami metalai nesubyra į smulkius gabalėlius, o susiploja, pailgėja. Atitrūkti metalų jonams neleidžia elektronai, kurie ir pasislinkusius jonus jungia taip pat, kaip iš pradžių dar nedeformuotame metalo gabale (17.5 pav.).

Kaliausias iš metalų yra auksas. Galima išvalcuoti 0,003 mm storio plėveles (apie 20 kartų plonesnes už jūsų vadovėlio lapą).

Laisvieji elektronai yra metalų neskaidrumo bei jiems būdingo blizgesio priežastis: jie atspindi šviesą.

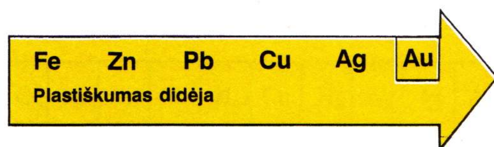
Elektronų judėjimas lemia elektros ir šilumos laidumą (17.6 pav.).

Kryptingas elektringųjų dalelių (šiuo atveju elektronų) judėjimas vadinamas *elektros srove.*

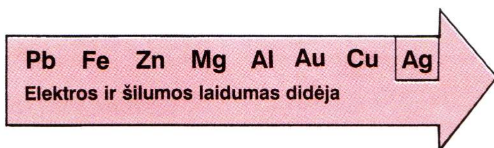


17.6 pav.

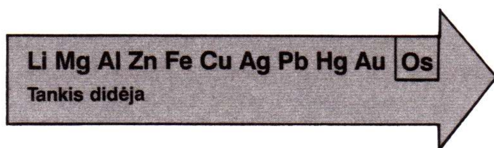
Tos pačios savybės (plastiškumas, laidumas) įvairių metalų yra nevienodos. Tai priklauso nuo to, kiek judriųjų elektronų yra metalo kristaluose.



Kitos savybės, kurias apibūdina fizikiniai dydžiai – tankis, lydymosi temperatūra – įvairių metalų yra labai skirtingos ir priklauso nuo metalų kristalų struktūros, t. y. jonų išsidėstymo kristaluose.



Mažiausias yra IA grupės metalų tankis, šiek tiek didesnis – IIA grupės,





o didžiausias – osmio Os. Lengviausio metalo – ličio – tankis $\rho = 0{,}53$ g/cm^3, sunkiausio – osmio $\rho = 22{,}5$ g/cm^3.

Metalai, kurių tankis mažesnis negu 5,0 g/cm^3, vadinami lengvaisiais, o kiti – sunkiaisiais.

Minkščiausi yra IA grupės metalai. Juos lengvai galima pjaustyti peiliu. Kiečiausias – chromas Cr. Juo galima įrėžti stiklą, o chromo plokštelėje žymę paliktų tik deimantas.

Aukščiausia lydymosi temperatūra yra volframo W ($t_{lyd.} = 3390$ °C), žemiausia – gyvsidabrio ($t_{lyd.} = -38{,}9$ °C).

Užduotys

1. Išvardykite būdingąsias fizikines metalų savybes.
2. Palyginkite metalų kristalų sandarą su joninių junginių kristalų sandara. Kokia metalų kristalų sandara?
3. Kaip atsiranda metališkasis ryšys?
4. Kodėl metalus galima kalti, o druskos kristalai nuo smūgio subyra?
5. Kaip paaiškinti gerą metalų elektros ir šilumos laidumą?
6. Kodėl metalai blizga?
7. Apskaičiuokite, kiek kartų lengviausias metalas yra lengvesnis už sunkiausią metalą.

17.3 • Metalų cheminės savybės •

Bendra metalų savybė yra gebėjimas atiduoti elektronus vykstant cheminėms reakcijoms, t. y. būti reduktoriais (žr. vadovėlio 69 pusl.).

1) Metalai reaguoja su būdingais nemetalais (halogenais, deguonimi, siera) – susidaro atitinkami halogenidai (chloridai, bromidai ir kt.), oksidai, sulfidai (prisiminkite VIII kl. kursą). Nemetalai šiose reakcijose yra oksidatoriai.

2) Metalai reaguoja su vandeniu, rūgštimis ir druskomis (žr. lentelę 148 pusl.). Šiose reakcijose oksidatoriumi yra vandenilio ir kitų metalų jonai:



$$2Na(k.) + 2HOH(s.) \longrightarrow 2Na^{+}(aq) + 2OH^{-}(aq) + H_2(d.)$$



$$ZnH(k.) + 2H^{+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(d.)$$



$$Fe(k.) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(k.)$$



$$Cu(k.) + 2Ag^{+}(aq) \longrightarrow 2Ag(k.) + Cu^{2+}(aq)$$

Metalų redukcinės savybės nevienodos. Tą vaizdžiai rodo metalų aktyvumo, arba reaktingumo, eilė.

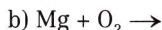
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	(H_2)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
← Redukcinės metalų savybės stiprėja																			
Li^{+}	K^{+}	Ca^{2+}	Na^{+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	(H^{+})	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^{+}	Pt^{2+}	Au^{3+}
Oksidacinės metalų jonų savybės stiprėja →																			

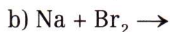
Metalų vieta reaktingumo eilėje priklauso nuo 3 svarbių veiksnių: 1) energijos, kuri sunaudojama elektronui (arba elektronams) atplėšti nuo neutralaus metalo atomo; 2) energijos, kurios reikia metalo kristalinei gardelei suardyti; 3) energijos, kuri išsiskiria hidratuojantis metalo jonams. Bendroji šių procesų energija išreiškia metalo gebėjimą virsti hidratuotais jonais tirpale.

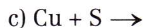
Įsidėmėkite, kad kairiau vandenilio esantys metalai išstumia vandenilį iš rūgščių tirpalų (HCl, H_2SO_4, HBr ir kt., **išskyrus HNO_3**). Reaktingesnis metalas išstumia iš druskų tirpalų bei lydalų metalus, kurie yra mažiau reaktingi, t. y. esančius į dešinę nuo jo. Pavyzdžiui, geležis pakeičia varį jos druskos vandeniniame tirpale, tačiau varis neišstumia geležies iš jos druskos tirpalo; cinkas išstumia vandenilį iš druskos rūgšties tirpalo, tačiau varis neišstumia vandenilio iš to paties tirpalo.

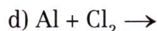
Užduotys

1. Baikite rašyti reakcijų lygtis:


b) $Mg + O_2 \rightarrow$


b) $Na + Br_2 \rightarrow$


c) $Cu + S \rightarrow$


d) $Al + Cl_2 \rightarrow$

2. Kurios iš šių medžiagų gali reaguoti viena su kita:


a) $Ca + H_2O$; b) $Ag + H_2O$; c) $Cu + H_2SO_4$ (atskiestas tirpalas);


d) $Mg + HCl$; e) $Zn + CuCl_2$; f) $ZnSO_4 + Pb$?

Parašykite galimų reakcijų bendrąsias ir jonines lygtis. Nurodykite, kas šiose reakcijose oksidatorius ir kas reduktorius.

17.4 • IA grupės metalai ir jų savybės •



IA grupės metalai – litis, natris, kalis, rubidis, cezis ir francis (radioaktyvus). Jie sudaro šarminių metalų grupę.

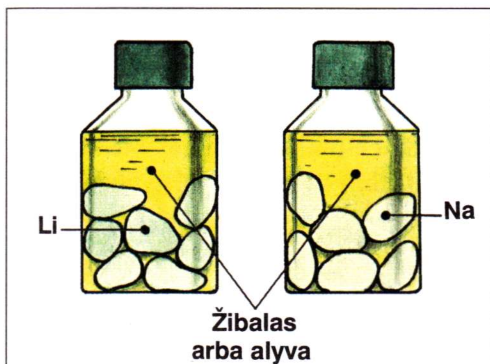
Elemento simbolis	Elektronų išsidėstymas	Atomo spindulys, nm	Elektrinis neigiamumas	Tankis ρ, g/cm^3	$t_{lyd.}$, °C	Kietumas
Li	2, ①	0,152	1,0	0,53	180	Didėja
Na	2, 8, ①	0,186	0,9	0,97	98	
K	2, 8, 8, ①	0,227	0,8	0,86	64	
Rb	2, 8, 18, 8, ①	0,248	0,8	1,53	39	
Cs	2, 8, 18, 18, 8, ①	0,267	0,7	1,90	28	

Šie metalai turi visas būdingąsias metalų savybes: blizga (kol neturi paviršiuje oksido plėvelės), gerai praleidžia elektrą ir šilumą, kalūs ir kt. Vykstant cheminėms reakcijoms jie atiduoda išorinio sluoksnio elektroną ir virsta teigiamais jonais.



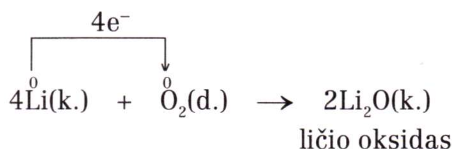
Didėjant grupėje atominiam skaičiui, metališkosios savybės stiprėja. Kodėl? Ištirkime kai kurias šių metalų savybes.

Kaip IA grupės metalai reaguoja su deguonimi?



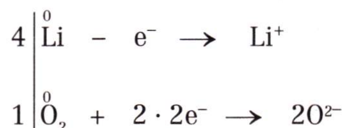
17.7 pav.

1 bandymas. Iš buteliukų (17.7 pav.) pincetu arba žnyplėmis išimkite ličio ir natrio gabalą, nuvalykite filtravimo popieriumi, apžiūrėkite. Matysite, kad metalai pilki, matiniai. Peiliu atpjaukite po mažą gabaliuką (maždaug žirnio dydžio). Pjūvio vietoje metalai blizga, tačiau nepraėjus nė minutei to blizgesio kaip nebūta. Kas atsitiko? Net kambario temperatūroje metalai reagavo su oro deguonimi:

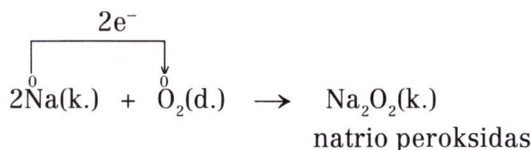


$$4\overset{0}{Li}(k.) + \overset{0}{O}_2(d.) \xrightarrow{4e^-} 2Li_2O(k.)$$

ličio oksidas

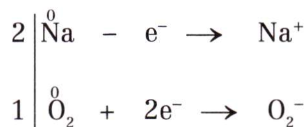


$$\begin{array}{c|l} 4 & \overset{0}{Li} - e^- \rightarrow Li^+ \\ 1 & \overset{0}{O}_2 + 2 \cdot 2e^- \rightarrow 2O^{2-} \end{array}$$

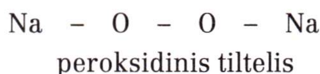


$$2\overset{0}{Na}(k.) + \overset{0}{O}_2(d.) \xrightarrow{2e^-} Na_2O_2(k.)$$

natrio peroksidas



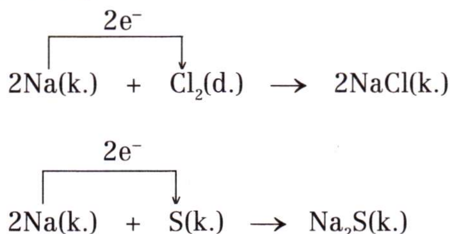
$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{0}{Na} - e^- \rightarrow Na^+ \\ 1 & \overset{0}{O}_2 + 2e^- \rightarrow O_2^- \end{array}$$



Na – O – O – Na

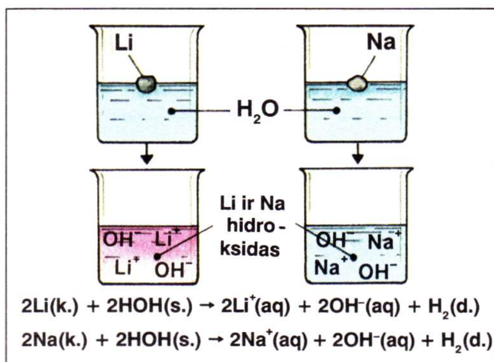
peroksidinis tiltelis

Šarminiai metalai intensyviai sąveikauja su chloru, bromu, siera ir kitais nemetalais. Jūs šias savybes nagrinėjote VIII klasėje.



$$2Na(k.) + Cl_2(d.) \xrightarrow{2e^-} 2NaCl(k.)$$

$$2Na(k.) + S(k.) \xrightarrow{2e^-} Na_2S(k.)$$



17.8 pav.

Šie metalai smarkiai reaguoja su vandeniu.

2 bandymas. Peiliu atpjaukite pipiro dydžio ličio ir natrio gabaliukus, nuvalykite, įmeskite į vandenį, uždenkite stiklines plokštelėmis (17.8 pav.). Ką pastebėjote? Pasibaigus reakcijai, į tirpalus įlašinkite indikatoriaus – lakmuso arba fenolftaleino. Indikatoriaus spalva pakinta ir rodo, kad tirpale yra OH^- jonų. Vadinasi, reakcijos metu susidarė vandenyje tirpstantys hidroksidai – šarmai. Dėl to šie metalai vadinami šarminiais.

Kadangi jie smarkiai reaguoja su oro deguonimi ir vandeniu, laikomi sandariai uždarytuose induose, apipilti žibalu arba alyva.

Pastaba. Šarminių metalų sąveika su rūgščių ir druskų tirpalais yra sudėtingesnė, nes metalai tuo pat metu reaguoja ne tik su ištirpusiomis medžiagomis, bet ir su tirpikliu – vandeniu. Tokių reakcijų bandymų daryti nerekomenduojama.

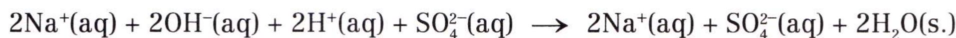
Šarminiams metalams reaguojant su rūgšties tirpalu vyksta tokios reakcijos:



$$2Na(k.) + 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + H_2(d.)$$



$$2Na(k.) + 2HOH(s.) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(d.)$$



$$2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2H_2O(s.)$$

Šarminiams metalams reaguojant su druskos tirpalu vyksta tokios reakcijos:



$$2Na(k.) + Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq) + Cu(k.)$$



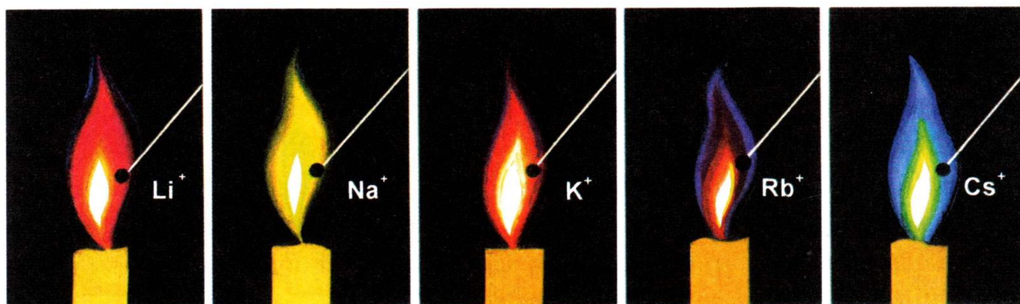
$$2Na(k.) + 2HOH(s.) \longrightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(d.)$$



$$Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(k.) + 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq)$$

Šarminių metalų jonai nudažo liepsną. Pagal tai juos galima lengvai atskirti vieną nuo kito.

3 bandymas. Įmerkite plieninę vielutę arba ausų krapštuką į ličio, natrio, kalio ir kitų šarminių metalų druskų tirpalus, paskui įkiškite į liepsną. Li^+ jonai ją nudažo violetine raudona spalva, Na^+ – geltona, K^+ – violetine, Rb^+ – rausvai violetine, Cs^+ – žydra spalva (17.9 pav.).



17.9 pav.

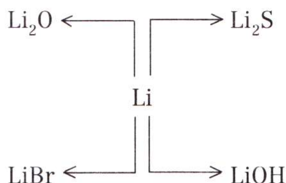
Visi šarminiai metalai chemiškai labai aktyvūs: smarkiai reaguoja su vieninėmis medžiagomis – chloru, deguonimi, siera ir kitais nemetalais, su sudėtinėmis medžiagomis – vandeniu, rūgštimis, druskomis.

Metalas	Litis	Natris	Kalis	Rubidis	Cezis
Reakcija su Cl_2, O_2, S ir kitais nemetalais	intensyvėja →				
Reakcija su H_2O	intensyvėja →				
Reakcija su rūgštimis	intensyvėja →				
Nudažo liepsną (Me^+)	violetine raudona	geltona	violetine	rausvai violetine	žydra

Užduotys

1. Apibūdinkite šarminių metalų padėtį periodinėje elementų sistemoje ir metalų aktyvumo eilėje.

2. Kuo panašūs ir kuo skiriasi kalio atomai nuo ličio ir rubidžio atomų?
3. Remdamiesi atomo sandara nurodykite, kuris iš šarminių metalų lengviausiai atiduoda elektroną? Kodėl? Parašykite šio elemento oksido, hidroksido, sulfato, karbonato formules.
4. Litis yra lengviausias metalas. Ar galima jį panaudoti lėktuvų gamybai? Kodėl?
5. Kodėl šarminiai metalai yra akyvesni už kitus jums žinomus metalus?
6. Kaip įvykdyti šiuos kitimus? Parašykite reakcijų lygtis.



7. Natris dega deguonyje. Kas susidaro? Deguonyje deginama geležis. Kas susidaro? Parašykite reakcijų lygtis.
8. Kuris iš išvardytų metalų išstums iš vandens vandenilį kambario temperatūroje: a) geležis, b) kalis, c) gyvsidabris, d) varis?
9. Su kuriomis iš išvardytų medžiagų reaguos natris: su anglies(II) oksidu, vandeniu, heliu, bromu, deguonimi? Parašykite galimų reakcijų lygtis.
10. Parašykite reakcijų lygtis, kurios parodytų, kaip gali vykti šie kitimai: $Rb \longrightarrow RbOH \longrightarrow Rb_2CO_3 \longrightarrow RbCl$
11. Reagavo 19,5 g šarminio metalo su vandeniu, išsiskyrė 0,25 mol vandenilio. Koks tai buvo metalas: a) natris, b) litis, c) kalis, d) rubidis?
12. Žemės plutoje randama šarminių metalų druskų, tačiau nerandama nei šių grynų metalų, nei jų oksidų bei hidroksidų. Kodėl? Atsakymą pagrįskite, parašydami atitinkamų reakcijų lygtis.
13. Natris sudaro 2,63% Žemės plutos masės, o kalis – 2,41%. Kieno atomų – natrio ar kalio – yra daugiau Žemės plutoje?
14. Kiek molių sudaro 9,2 g natrio?
15. Kuris metalas yra labiausiai paplitęs Žemės plutoje: a) Fe, b) Na, c) Ca, d) Al?
16. Ličio oksidas reaguoja: a) su vandeniu, b) su rūgštimis, c) su rūgštiniais oksidais. Parašykite reakcijų lygtis.

17.5 • IA grupės metalų junginiai ir jų naudojimas •



Daugiausia nagrinėsime natrio ir kalio druskų bei hidroksidų panaudojimą. Kitų šarminių metalų junginiai vartojami rečiau.

Natrio ir kalio druskos bei hidroksidai yra baltos, vandenyje gerai tirpstančios kristalinės medžiagos.

Natrio chloridas, arba valgomoji druska, NaCl. Apie šį junginį jūs jau daug žinote. Priminsime, kad valgomoji druska nuo senovės yra viena reikalingiausių medžiagų maisto atsargoms konservuoti. Istorijoje žinomi druskos karai, druskos mokesčiai, o kai kuriose šalyse ji vartota vietoj pinigų. Labai svarbus natrio chloridas žmogui, gyvūnams ir augalams. Žmogaus organizme (kraujyje ir audiniuose) jo yra apie 150–300 g. Jei šios druskos organizme trūksta, skrandžio sultyse sumažėja druskos rūgšties ir dėl to sutrinka virškinimas. Taigi valgomoji druska yra būtinas priedas, vartojamas ne vien maistui paskaninti. Kai žmogus netenka druskos prakaituodamas, patariama išgerti pasūdyto vandens. Daug kraujo arba vandens netekusiam sužeistajam, ligoniui leidžiamas fiziologinis tirpalas – 0,9% natrio, kalio, kalcio chloridų vandeninis tirpalas. Laukiniai žvėrys susiranda druskos druskinguose dirvožemiuose, naminiams gyvuliams jos dedama į pašarus arba duodama laižyti druskos gabalus. Augalams sūrūs dirvožemiai netinka.

NaCl naudojimas

Konservavimui, maistui
Muilui gaminti
Natriui, chlorui, natrio hidroksidui gaminti
Sodai gaminti
Druskos rūgščiai gaminti

Kalio chloridas KCl daugiausia vartojamas kaip kalio trąša.

Natrio hidroksidas, arba kaustinė soda, NaOH – viena svarbiausių chemijos pramonės žaliavų.

NaOH naudojimas

Popieriui gaminti
Muilui, skalbikliams gaminti
Naftos produktams valyti
Rūgštims neutralizuoti, druskoms gauti
Dirbtiniam pluoštui gaminti
Dažams gaminti

Kalio hidroksidas KOH vartojamas muilui gaminti, dujoms (H_2S, CO_2 ir kt.) sugerti, kitoms medžiagoms gauti; jo tirpalo pripildomi šarminiai akumuliatoriai.

Natrio karbonatas, arba kalcinuotoji soda, Na_2CO_3, kristalinė soda $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ labai reikalingos medžiagos laboratorijoms. Soda vartojama muilui, sintetiniams skalbikliams, indų valikliams, stiklui gaminti, vandeniui minkštinti.

Natrio vandenilio karbonatas, arba geriamoji soda, $NaHCO_3$ yra kai kurių skalbiklių priedas, jos dedama į tešlą, kad iškiltų. Ji vartojama limonadui gaminti, gesintuvams pripildyti, skrandžio rūgštingumui mažinti. Ja galima valyti emaliuotus indus.

Kalio karbonatas, arba potašas, K_2CO_3 vartojamas stiklui, skystajam muilui, dažams gaminti. Jo yra medžio pelenuose.

Natrio sulfatas Na_2SO_4, Glauberio druska $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ yra labai svarbios stiklo, popieriaus pramonės medžiagos. Jų reikia medvilniniams audiniams dažyti, viskoziniam pluoštui gaminti.

Kalio sulfatas K_2SO_4 yra svarbi trąša; jo reikia stiklui gaminti.

Natrio nitratas $NaNO_3$ ir kalio nitratas KNO_3 yra trąšos. Natrio nitratas vadinamas Čilės salietra, kalio nitratas – Indijos salietra. Kalio nitratas yra svarbiausia dūminio (juodojo) parako sudedamoji dalis.

Užduotys

1. Atlikite bandymą. Į mėgintuvėlį įdėkite 2–3 granules natrio šarmo, užberkite truputį fenolftaleino miltelių. Ką matote? Įlašinkite vandens. Kas įvyko? Paaiškinkite šį reiškinį.
2. Parašykite kalio oksido, hidroksido ir chlorido formules. Koks kalio oksidacijos laipsnis šiuose junginiuose?

3. Apibūdinkite natrio chlorido, natrio šarmo, kalio chlorido, kalio nitrato savybes ir nurodykite, kam jie vartojami.
4. Parašykite kaustinės, kalcinuotosios, geriamosios sodos formules. Palyginkite jų naudojimo sritis.
5. Kur daugiau natrio – valgomojoje druskoje ar geriamojoje sodoje?
6. Kaip lengvai galima atskirti natrio druską nuo ličio ir kalio druskų?
7. Atlikite bandymą. Sąvaržėlę arba plieninės vielos gabalėlį įkiškite į dujų degiklio liepsną, pakaitinkite. Stebėkite liepsnos spalvos kitimą. Ataušinkite vielelę ir pačiupinėkite kaitintąją dalį, paskui vėl įkiškite į liepsną. Kas pakito? Paaiškinkite.
8. Baikite rašyti reakcijų lygtis:

   a) $KOH + HNO_3 \longrightarrow$
   b) $KOH + SO_2 \longrightarrow$
   c) $KOH + FeCl_3 \longrightarrow$

Kokias KOH naudojimo sritis atspindi šios reakcijų lygtys?

9. Medicinoje vartojamas 0,9% natrio chlorido vandeninis tirpalas. Kiek reikia paimti druskos ir vandens, kad gautume 1 kg tokio tirpalo?

17.6 • IIA grupės metalai ir jų savybės •

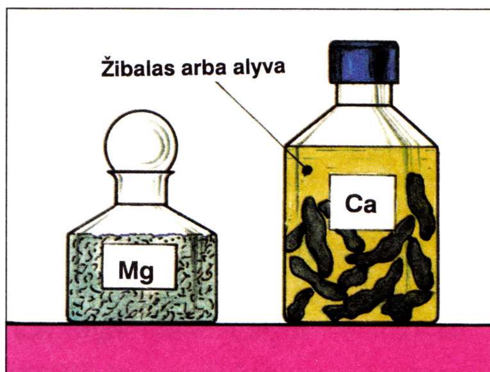
IIA grupę sudaro berilis, magnis, kalcis, stroncis, baris, radis (radioaktyvus). Visų šių elementų atomai išoriniame sluoksnyje turi du elektronus. Per chemines reakcijas tuos elektronus atiduoda ir virsta teigiamais jonais:



$$\overset{0}{Me} - 2e^{-} \rightarrow Me^{2+}$$

Kalcis, stroncis, baris dar vadinami šarminių žemių metalais.

Didėjant elemento atominiam skaičiui, metališkosios savybės stiprėja, metalai su tomis pačiomis medžiagomis ir tomis pačiomis sąlygomis aktyviau reaguoja.

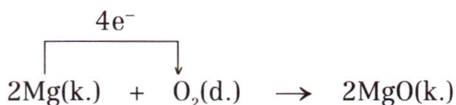


17.10 pav.

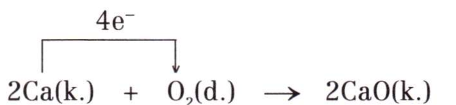
Elemento simbolis	Elektronų išsidėstymas	Atomo spindulys, nm	Elektrinis neigiamumas	Tankis ρ, g/cm^3	$t_{lyd.}$, °C	Kietumas
Be	2, ②	0,112	1,5	1,86	1280	Didėja
Mg	2, 8, ②	0,160	1,2	1,75	650	
Ca	2, 8, 8, ②	0,197	1,0	1,54	851	
Sr	2, 8, 18, 8, ②	0,215	1,0	2,63	770	
Ba	2, 8, 18, 18, 8, ②	0,217	0,9	3,75	710	

Sąveika su nemetalais

a) Sąveika su deguonimi

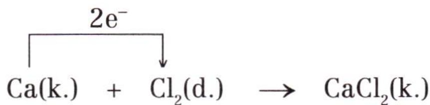


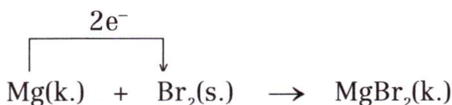
Magnis reaguoja tik pakaitintas



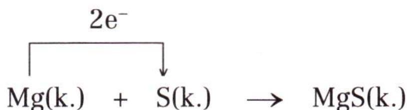
Kalcis reaguoja kambario temperatūroje

b) Sąveika su chloru, bromu





c) Sąveika su siera

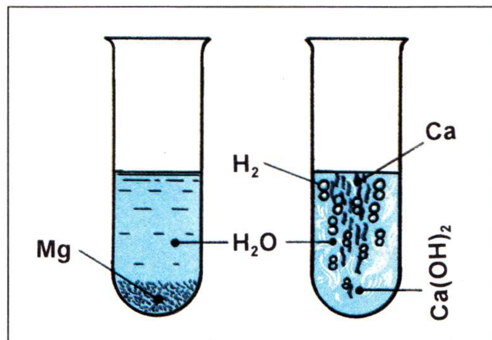


Stroncis ir baris su tais pačiais nemetalais reaguos smarkiau negu magnis ar kalcis.

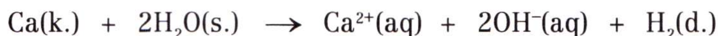
Sąveika su vandeniu

Su vandeniu IIA grupės metalai reaguoja nevienodai: lėčiausiai berilis, intensyviau kalcis, o stroncis ir baris smarkiau nei kalcis.

1 bandymas. Į du mėgintuvėlius (17.11 pav.) įpilkite vandens, į vieną įberkite magnio miltelių, į kitą įmeskite kalcio drožlelių arba nedidelį gabalėlį (išėmę iš butelio kalcį gerai nuvalykite filtravimo popieriumi). Po kelių sekundžių pastebėsite, kad kalcis ima smarkiai reaguoti, skiriasi dujų burbuliukai, vanduo drumsčiasi. Pirmajame mėgintuvėlyje tokios reakcijos požymių nematyti. Pašildykite mėgintuvėlį su magniu. Dabar pastebėsite, kad nuo magnio miltelių paviršiaus pradeda kilti mažyčiai dujų burbuliukai, vanduo šiek tiek susidrumsčia (tamsus fonas). Į abu mėgintuvėlius įlašinkite po 2–3 lašus fenolftaleino. Tirpalai įgauna rožinę spalvą: pirmajame ji blankesnė, antrajame – gana ryški. Kokias išvadas galima padaryti? Pirma – kalcis su vandeniu reaguoja smarkiau negu magnis, antra – gautieji tirpalai turi bazinių savybių, trečia – abiem atvejais susidariusios dujos yra vandenilis. Vyko reakcijos:



17.11 pav.



$$Ca(k.) + 2H_2O(s.) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(d.)$$



$$Mg(k.) + 2H_2O(s.) \longrightarrow Mg(OH)_2(k.) + H_2(d.)$$

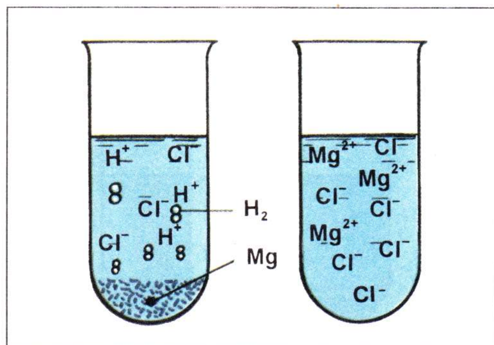
$Mg(OH)_2$ menkai tirpsta vandenyje (žr. 86 pusl.), ištirpusi medžiagos dalis disocijuoja į jonus:



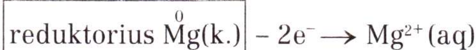
$$Mg(OH)_2(k.) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

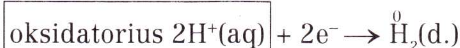
Sąveika su rūgštimis

1 bandymas. Į mėgintuvėlį įpilkite druskos rūgšties tirpalo, įberkite magnio miltelių (17.12 pav.). Vyksta reakcija:



17.12 pav.

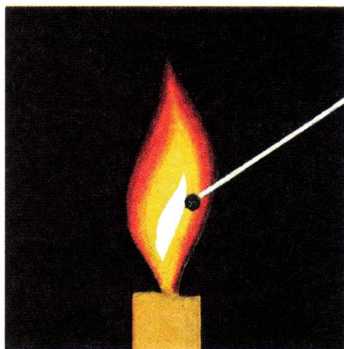

reduktorius $\overset{0}{Mg}(k.) - 2e^- \longrightarrow Mg^{2+}(aq)$


oksidatorius $2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{H_2}(d.)$


$\overset{0}{Mg}(k.) + 2H^+(aq) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + \overset{0}{H_2}(d.)$

Jei prikišite degančią skalelę prie mėgintuvėlio angos, vandenilis užsidegs sprogdamas.

Pastaba. Aktyvesni už magnį IIA grupės metalai rūgščių tirpaluose reaguoja ir su ištirpusia medžiaga, ir su vandeniu. Tokių reakcijų bandymų daryti nerekomenduojama.


17.13 pav.

Šarminių žemių metalų jonai nudažo liepsną.

Iš liepsnos spalvos lengva atskirti vienų metalų junginius nuo kitų.

2 bandymas. Bandymas daromas taip pat kaip ir atpažįstant šarminių metalų junginius, iš liepsnos spalvos (17.13 pav.). Ca^{2+} jonai liepsną nudažo tamsiai oranžine (plytų), Sr^{2+} – karmino (ryškiai raudona), Ba^{2+} – šviesiai žalia spalva.

IIA grupės metalai turi visas būdingąsias chemines metalų savybes: reaguoja su vieninėmis medžiagomis nemetalais, sudėtinėmis medžiagomis.

Berilio savybės kiek kitokios: jis sunkiai oksiduojasi ore, reaguoja tik su karštu vandeniu.

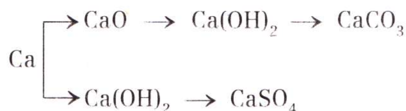
Iš IIA grupės metalų daugiausia vartojamas magnis. Jis sidabriškai baltas, labai lengvas (lengviausias konstrukcinis metalas), minkštas ir plastiškas, tačiau nelydus, sunku jį suvirinti. Magnis – svarbus metalų lydinių komponentas. Tokie lydiniai naudojami lėktuvams, automobiliams, įvairiems prietaisams ir detalėms

Metalas	Berilis	Magnis	Kalcis	Stroncis	Baris
Reakcija su Cl_2, O_2, S ir kitais nemetalais	intensyvėja →				
Reakcija su H_2O	intensyvėja →				
Reakcija su rūgštimis	intensyvėja →				
Nudažo liepsną (Me^{2+})	–	–	plytų	raudona	žalsva

gaminti. Daug magnio sunaudojama degiesiems ir šviečiantiesiems pirotechniniams mišiniams.

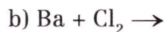
Užduotys

1. Palyginkite magnio ir kalcio atomų sandarą, vieninių medžiagų savybes. Kuo jos panašios ir kuo skiriasi?
2. Palyginkite kalio ir kalcio atomų sandarą, vieninių medžiagų savybes. Kuo jos panašios, kuo skiriasi?
3. Kurio IIA grupės metalo metališkosios savybės yra ryškiausios? Kodėl?
4. Kaip kinta IIA grupės metalų cheminis aktyvumas didėjant jų atominiam skaičiui?
5. Kokia izotopų ^{24}Mg, ^{25}Mg, ^{26}Mg branduolių sudėtis?
6. Turime tokių metalų: K, Mg, Li, Zn, Ca, Cu, Au, Fe. Atskirai surašykite lengvuosius ir sunkiuosius metalus.
7. Parašykite reakcijų lygtis, kurios rodytų, kaip gali vykti šie kitimai:



8. Baikite rašyti reakcijų lygtis:


a) $Sr + H_2O \longrightarrow$


b) $Ba + Cl_2 \longrightarrow$


c) $Mg + CuSO_4 \longrightarrow$


d) $Mg + H_2SO_4$ (atskiestas tirpalas) $\longrightarrow$

9. Kiek gramų magnio turi sureaguoti su druskos rūgštimi, kad reakcijos metu išsiskirtų 1,2 mol vandenilio?

10. Sudegė 2 g metalo, kurio oksidacijos laipsnis +2, ir susidarė 2,8 g oksido. Koks tai buvo metalas?

11. Turime 0,5 t negesintų kalkių. Kiek kubinių metrų vandens reikia joms visiškai užgesinti?

12. Per kalkių vandenį, kuriame ištirpinta 3,7 g kalcio hidroksido, perleista 0,1 mol anglies(IV) oksido. Kokia druska susidarė? Kiek jos susidarė?

17.7 • IIA grupės metalų junginiai ir jų naudojimas •

Nagrinėsime magnio ir kalcio junginius.

Magnio ir kalcio oksidai yra baltos, kietos, nelydžios medžiagos. Jie gaunami kaitinant karbonatus:

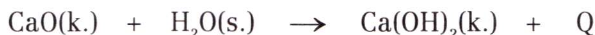


$$MgCO_3(k.) \xrightarrow{t^o} MgO(k.) + CO_2(d.)$$



$$CaCO_3(k.) \xrightarrow{t^o} CaO(k.) + CO_2(d.)$$

MgO su vandeniu reaguoja labai lėtai, CaO – smarkiai. CaO vadinamas negesintomis kalkėmis. Kalcio oksido reakcija su vandeniu vadinama *kalkių gesinimu*. Jos metu išsiskiria labai daug šilumos (vanduo gali net užvirti):

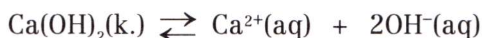


$$CaO(k.) + H_2O(s.) \longrightarrow Ca(OH)_2(k.) + Q$$

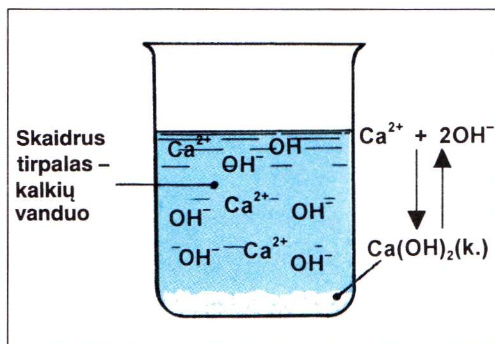
$Ca(OH)_2$ yra gesintos kalkės.

MgO – magnezija – vartojama keraminiams indams, cementui gaminti, skrandžio rūgštingumui mažinti. Gimnastai magnezija išsitrina rankas (gerai sugeria drėgmę).

CaO ir $Ca(OH)_2$ vartojami statybų skiediniams gaminti. Jei į vandenį įberiama nedaug $Ca(OH)_2$, tai tam tikra jo dalis ištirpsta ir disocijuoja į jonus. Neištirpęs $Ca(OH)_2$ nusėda. Po kurio laiko tarp neištirpusio $Ca(OH)_2$ ir jo tirpalo nusistoja pusiausvyra (17.14 pav.):

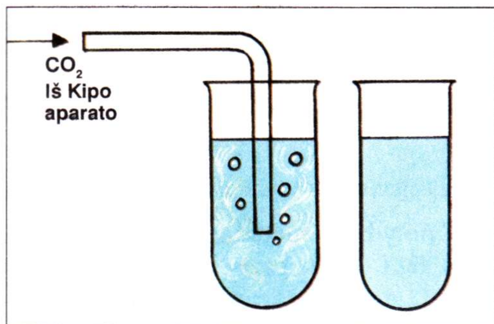


$$Ca(OH)_2(k.) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$



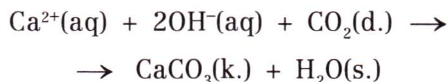
17.14 pav.

Skaidrus $Ca(OH)_2$ tirpalas vadinamas *kalkių vandeniu.*



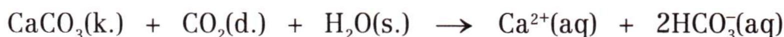
17.15 pav.

Bandymas. Į mėgintuvėlį įpilkite 5–10 ml skaidraus kalkių vandens. Iš Kipo (P. Kipp) aparato arba kito prietaiso į tą vandenį leiskite anglies(IV) oksido srautą tol, kol jis susidrums ir nuosėdos ištirps (17.15 pav.). Iš pradžių vyko tokia reakcija:



$$Ca^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq) + CO_2(d.) \longrightarrow CaCO_3(k.) + H_2O(s.)$$

Iš šios reakcijos atpažįstamas kalkių vanduo. Toliau leidžiant anglies(IV) oksidą nuosėdos ima tirpti, tirpalas skaidrėja, nes susidaro tirpi druska – kalcio vandenilio karbonatas (hidrokarbonatas).



$$CaCO_3(k.) + CO_2(d.) + H_2O(s.) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2HCO_3^{-}(aq)$$

Kaitinamas kalcio vandenilio karbonato tirpalas susidrumsčia, nes vėl susidaro netirpus kalcio karbonatas:



$$Ca^{2+}(aq) + 2HCO_3^{-}(aq) \xrightarrow{t^{o}} CaCO_3(k.) + CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

Kai į vandenį įberiama daug $Ca(OH)_2$, jis nebeištirpsta, gaunama balta vandeninė kalkių suspensija – *kalkių pienas*. Į kalkių pieną pridėjus smėlio, truputį cemento, gaunamas rišamasis mišinys. Ar žinote, kodėl jis sukietėja ir tvirtai suriša mūrijamas plytas? Todėl, kad jis sugeria iš oro anglies(IV) oksidą ir vyksta tokios rišimosi reakcijos:



$$Ca(OH)_2(k.) + CO_2(d.) \longrightarrow CaCO_3(k.) + H_2O(s.)$$



$$Ca(OH)_2(k.) + SiO_2(k.) \longrightarrow CaSiO_3(k.) + H_2O(s.)$$



$$CaCO_3\ (k.) + SiO_2(k.) \longrightarrow CaSiO_3(k.) + CO_2(d.)$$

Susidaro kietas, labai stiprus jungiamasis sluoksnis.

Kalkių vandenį, kalkių pieną, gesintas bei negesintas kalkes reikia laikyti sandariai uždarytuose induose (laboratorijose indų kamščius rekomenduojama aplieti parafinu).

$Ca(OH)_2$ vartojamas ir stiklui gaminti, vandeniui minkštinti, dirvoms kalkinti.

Magnio ir kalcio druskų yra labai daug. Labiausiai paplitę gamtoje ir daug kur naudojami karbonatai.

Kalcio karbonatas $CaCO_3$ yra pagrindinė mineralų (17.16 pav.) bei nuosėdinių uolienų sudedamoji dalis. Jo yra koraluose, moliuskų kriauklėse (17.17 pav.), jūros ežių šarvuose, žmogaus ir gyvūnų kauluose. Tai viena svarbiausių organizmo „statybinių" medžiagų.

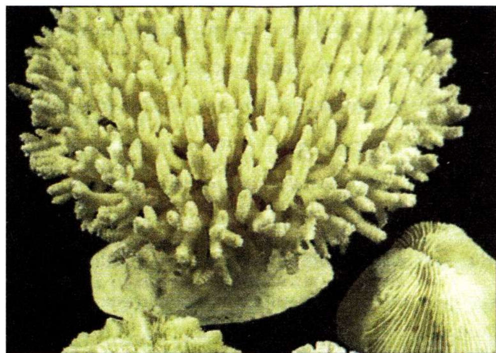
$CaCO_3$ yra kalkių, cemento, stiklo žaliava, būtinas ketaus, plieno, vario gamybos priedas.

Iš gryno skaidraus $CaCO_3$ – kalcito – daromos prizmės, iš marmuro – skulptūros. Laboratorijose iš $CaCO_3$ gaunamas CO_2. Kreida baltinamos sienos, lubos, jos dedama į dantų miltelius ir pastas. Kreida vartojama popieriui gaminti.

Magnio karbonatas $MgCO_3$ vartojamas termoizoliacinėms medžiagoms, dantų milteliams gaminti, skrandžio rūgštingumui mažinti.

Dolomitas susideda iš **$CaCO_3$** ir **$MgCO_3$.** Apie 99% Lietuvoje iškasamo dolomito paverčiama skalda keliams tiesti ir tik nedidelė dalis suvartojama kalkėms, apdailos plokštėms gaminti.

Svarbi rišamoji medžiaga yra **kalcio sulfatas,** arba **gipsas, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.** Jis vartojamas cementui, stiklui, popieriui gaminti. Iškaitintas virsta alebastru $2CaSO_4 \cdot H_2O$, kuris vartojamas dekoratyviniams, meno dirbiniams, medicinoje.



17.16 pav.



17.17 pav.

Iš kalcio druskų, be minėtų anksčiau, svarbus **kalcio fosfatas $Ca_3(PO_4)_2$**. Jis yra pagrindinė mineralų fosforitų ir apatitų sudedamoji dalis. Iš jų gaminamos fosforo trąšos – superfosfatas. Kalcio fosfatas yra pagrindinė griaučių „konstrukcinė" medžiaga. Daugiausia kalcio druskų yra dantų emalyje: 84% $Ca_3(PO_4)_2$, 8% $CaCO_3$ ir 1% CaF_2.

Kalcio chlorido $CaCl_2$ tirpalas vartojamas kaip šaldomasis skystis antifrizas ir kaip priemonė oro uostų takams, geležinkelio bėgiams, akmens anglims apsaugoti nuo apledėjimo. Kalcio chloridu gydomos alerginės ligos, stabdomas kraujavimas, slopinami uždegimai.

Magnio chloridas $MgCl_2$ vartojamas panašiai kaip kalcio chloridas.

Magnio sulfatas $MgSO_4$, karčioji druska $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ yra vidurių paleidžiamasis vaistas. Žemės ūkyje vartojamas kaip mikroelementų trąša, popieriaus pramonėje – kaip užpildas.

Kalcio nitratas $Ca(NO_3)_2$ yra mikroelementų trąša (Ca^{2+} ir Mg^{2+} augalams reikia labai nedaug). Kalcio nitratas dar vadinamas Norvegijos salietra.

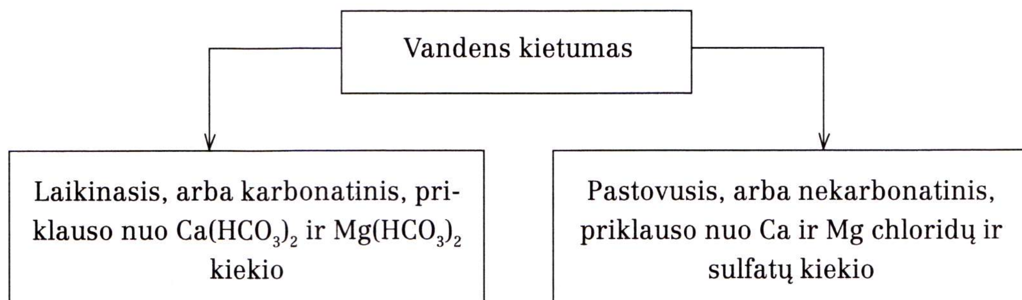
Užduotys

1. Apibūdinkite CaO savybes. Kaip jis gaunamas pramonėje? Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
2. Apibūdinkite $Ca(OH)_2$ savybes. Kodėl jis vadinamas gesintomis kalkėmis? Kur jos vartojamos?
3. Jei išimtą iš alyvos ar žibalo kalcį paliksite atvirame inde, tai po kurio laiko jis virs kalcio karbonatu. Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
4. Kodėl ką tik ištinkuotos sienos ilgai rasoja? Paaiškinkite ir parašykite reakcijos lygtį.
5. Kodėl butelio su kalkių vandeniu negalima laikyti neužkimšto?
6. Statybininkams atvežtas tinkavimo skiedinys sudarytas iš kalkių, smėlio ir vandens. Kaip reikėtų laikyti šį skiedinį, kad jis kuo ilgiau būtų tinkamas? Paaiškinkite ir parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
7. Kam tinka gipsas?
8. Kiek molių druskos rūgšties reikia, kad visiškai sureaguotų 2,1 g magnio karbonato?
9. Kaitinama 100 kg gryno kalcio karbonato. Jo masė sumažėjo 10 kg. Kokia kalcio karbonato masės dalis (%) suskilo?
10. Kiek molių anglies(IV) oksido išsiskirs, kai visiškai suskils 20 g marmuro, kuriame kalcio karbonatas sudaro 0,9 m. d.?

17.8 • Vandens kietumas ir jo minkštinimo būdai •



Jūs jau žinote, kad gamtiniame vandenyje visuomet yra ištirpusių druskų, tarp jų – kalcio ir magnio druskų. Jei vandenyje yra nedaug (mažiau negu 4 mmol/l) Ca^{2+} ir Mg^{2+} jonų, tai jis laikomas minkštu, o jei daug (daugiau negu 8 mmol/l) – kietu. Vandens kietumą lemia kalcio ir magnio vandenilio karbonatai, chloridai, sulfatai.



Upių ir ežerų vanduo minkštesnis už požeminį bei jūros vandenį. Dar minkštesnis yra lietaus vanduo.

Kietame vandenyje blogai putoja muilas, ilgiau verda daržovės, mėsa. Iš kieto vandens ant puodų, radiatorių, garo katilų, šildymo įrenginių sienelių ilgainiui nusėda druskos (17.18 pav.). Dėl to pablogėja šilumos perdavimas, įrenginiai greičiau susidėvi. Kad taip neatsitiktų, vandenį reikia minkštinti, t. y. tirpius Ca ir Mg junginius paversti netirpiais.

Laikinasis kietumas pašalinamas:

1) virinant vandenį Ca ir Mg vandenilio karbonatai skyla:

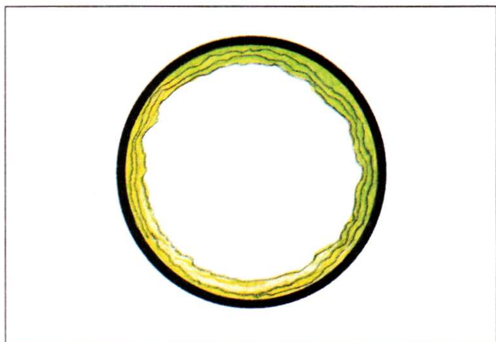


$$Ca^{2+}(aq) + 2HCO_3^-(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.) + CO_2(d.) + H_2O(s.)$$

2) kalkių pienu:



$$Ca^{2+}(aq) + 2HCO_3^-(aq) + Ca(OH)_2(k.) \longrightarrow 2CaCO_3(k.) + 2H_2O(s.)$$

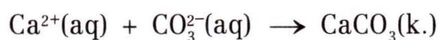


17.18 pav.

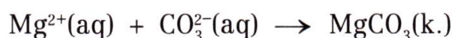
Pastoviojo kietumo virinimas nesumažina.

Pastovusis kietumas pašalinamas:

1) minkštikliais, pvz., soda:



$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CaCO_3(k.)$$

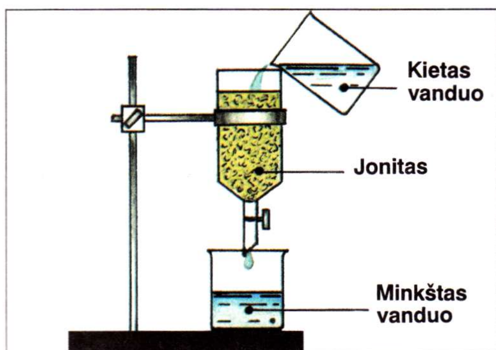


$$Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow MgCO_3(k.)$$

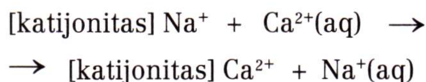
2) jonitais.

Yra gamtinių ir sintetinių medžiagų, kurios paviršiuje turi judrių jonų, ir juos gali pakeisti kiti jonai. Tokios medžiagos vadinamos jonitais. Jonitai, paviršiuje turintys H^+, Na^+ jonų, kuriuos gali pakeisti Ca^{2+}, Mg^{2+} ir kiti teigiami jonai, vadinami *katijonitais*. Judrių OH^- jonų turintys jonitai vadinami *anijonitais*; jų OH^- gali pakeisti Cl^-, SO_4^{2-} ir kiti neigiami jonai.

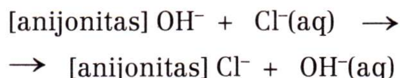
Jonų keitimąsi atspindi tokios schemos:



17.19 pav.



$$[\text{katijonitas}]\,Na^+ + Ca^{2+}(aq) \longrightarrow$$
$$\longrightarrow [\text{katijonitas}]\,Ca^{2+} + Na^+(aq)$$



$$[\text{anijonitas}]\,OH^- + Cl^-(aq) \longrightarrow$$
$$\longrightarrow [\text{anijonitas}]\,Cl^- + OH^-(aq)$$

Persisunkęs per jonitus kietas vanduo labai suminkštėja ir prilygsta distiliuotam vandeniui, kuriame nėra jonų (17.19 pav.).

Ilgainiui jonitai nebeminkština vandens. Juos galima regeneruoti*. Vandenilio katijonitai skalaujami druskos arba sieros rūgšties tirpalu, o natrio katijonitai – natrio chlorido tirpalu. Anijonitai skalaujami natrio šarmo tirpalu. Regeneruojant tais tirpalais, vyksta atvirkštinės jonų keitimosi reakcijos.

Užduotys

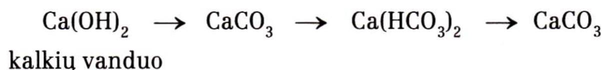
1. Nuo ko priklauso vandens kietumas ir kodėl jį reikia mažinti?
2. Jūs atsidūrėte negyvenamoje saloje. Aplinkui tik sūrus vandenynas, saloje nėra gėlo vandens. Kaip jūs, neturėdami cheminių reagentų, pasirūpintumėte geriamojo vandens?
3. Ar suminkštės kietas vanduo, jei į jį įbersime medžio pelenų? Atsakymą pagrįskite.
4. Kodėl pro gipso klodus prasisunkusio vandens negalima suminkštinti kalkių pienu?
5. Namie padarykite tokį bandymą.
   Į vieną buteliuką įpilkite virinto, į kitą – tiek pat vandentiekio vandens. Į abu įberkite po lygiai muilo drožlių. Užkimškite buteliukus ir plakite. Kuriame buteliuke labiau putoja vanduo? Bandykite kitaip. Dabar į buteliuką su vandentiekio vandeniu pirmiau įberkite žiupsnelį kalcinuotos sodos, suplakite vandenį, po to įberkite muilo drožlių ir vėl paplakite. Kaip dabar putojo muilas? Palyginkite abiejų bandymų rezultatus.
6. Vandenyje yra ištirpusių kalcio ir magnio sulfatų. Vanduo minkštinamas natrio fosfatu Na_3PO_4. Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
7. Viename litre kieto vandens yra 81 mg kalcio vandenilio karbonato ir 50 mg kalcio chlorido. Kiek natrio karbonato reikės 2 m^3 tokio vandens suminkštinti?

Praktikos darbas • IA ir IIA grupių metalų junginių savybių tyrimas

1. Bandymais įrodykite, kad duotoji medžiaga yra Na_2CO_3.
2. Bandymais įrodykite, kad duotoji medžiaga yra Na_2SO_4.
3. Bandymais įrodykite, kad CaO arba $Ca(OH)_2$ turi karbonato priemaišų.
4. Bandymais įrodykite, kad duotajame vandenyje yra $Ca(HCO_3)_2$, Mg arba Ca sulfato. Parašykite reakcijų bendrąsias ir jonines lygtis.

* Regeneracija (lot. *regeneratio* – atgaivinimas, atnaujinimas) yra cheminės medžiagos, pakitusios dėl cheminių ar fizikinių veiksnių, pradinės būsenos atkūrimas.

5. Atlikite bandymus ir nustatykite, kuris iš jums pateiktų mineralų yra karbonatas, o kuris sulfatas.
6. Atlikite šias reakcijas:



$$Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3$$

kalkių vanduo

Parašykite reakcijų lygtis.

7. Mėgintuvėliuose yra tokios kietos medžiagos:

A. Na_2CO_3, KOH, $BaCl_2$;

B. KCl, Na_2SO_4, $BaCl_2$, $CaCO_3$.

Bandymais nustatykite, kuriame mėgintuvėlyje yra kiekviena medžiaga. Parašykite reakcijų bendrąsias, jonines ir sutrumpintas jonines lygtis.

8. Atlikite šias reakcijas:



$$MgCO_3 \longrightarrow MgCl_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg(NO_3)_2$$

17.9 • Metalai gamtoje •



Nagrinėdami ankstesniąsias temas apie metalus, sužinojote, kad dauguma metalų gamtoje randami mineraluose. Iš mineralų sudarytos įvairios uolienos. Įsidėmėkite, kad jose labiausiai paplitę tokie metalų junginiai: oksidai, sulfidai, sulfatai, karbonatai, fosfatai, nitratai, chloridai, silikatai (17.20 pav.).



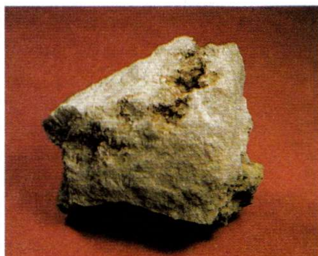
Magnetitas
Fe_3O_4



Chalkopiritas
$CuFeS_2$



Gipsas
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$



Dolomitas
$CaCO_3 \cdot MgCO_3$
arba
$CaMg[CO_3]_2$



Lazuritas



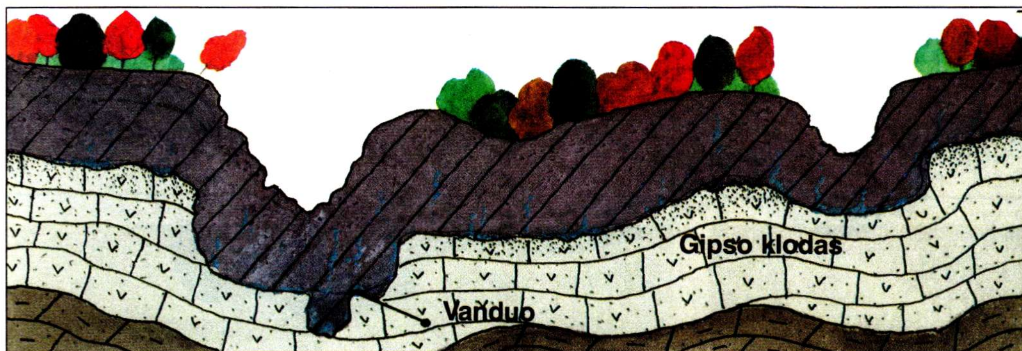
Žėručiai

17.20 pav.

Mineralų sankaupos, iš kurių gaunami metalai, vadinamos rūdomis.

Lietuvoje taip pat randama uolienas sudarančių mineralų, tačiau jie nenaudojami metalams gauti. Akmenės rajone kasama klintis, Pakruojo, Joniškio rajonuose – dolomitai, Biržų – gipsas. Suvalkijoje atrastas anhidritas $CaSO_4$, kurio klodai susitelkę 1000 km^2 plote. Šalia Varėnos atrastas geležies rūdos telkinys, kuriame geležies(II, III) oksidas – magnetitas – sudaro ~ 90% rūdos masės. Rūda slūgso 360–1100 m gylyje ir užima apie 1 km^2 plotą. Šilutės rajone atrastas Usėnų akmens druskos (halito) telkinys. NaCl jame sudaro apie 90–98%. Druska slūgso 460–515 m gylyje. Rytų Lietuvoje paviršiniuose žvyro ir smėlio kloduose aptikta šiek tiek aukso dulkių (iki 0,5 g vienoje tonoje smėlio ir žvyro mišinio).

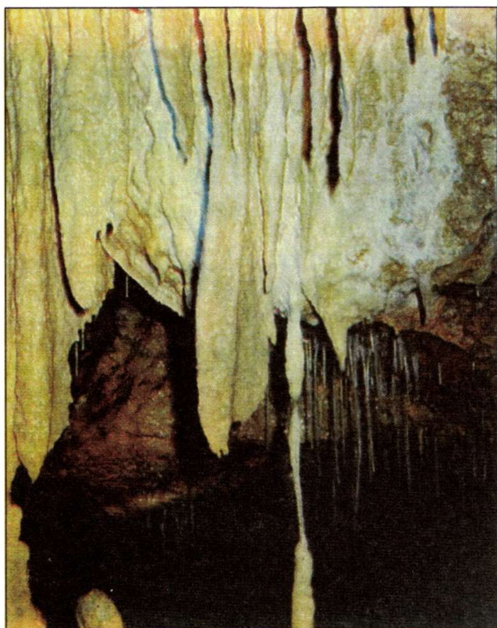
Šiaurės Lietuvoje yra dideli gipso klodai. Paviršiaus vanduo, prasisunkęs iki klodo, teka jo plyšiais, tirpdo gipsą, jį išgraužia, susidaro tuštumos, urvai, žemės paviršius įdumba (17.21 pav.). Tokie reiškiniai vadinami *karstiniais reiškiniais, karstais.*



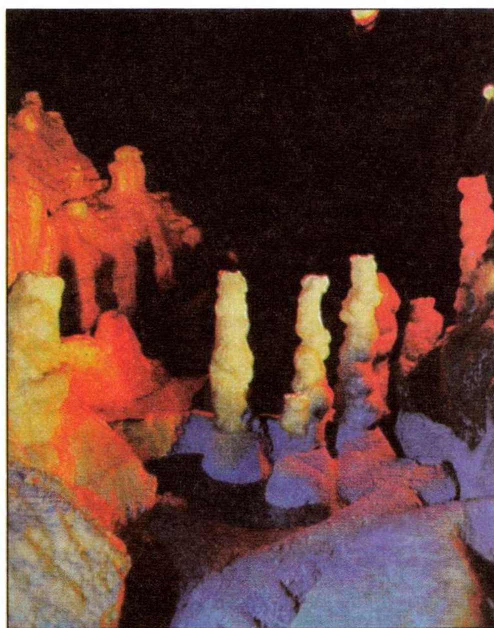
17.21 pav.

Požeminiai vandenys storuose klinties kloduose taip pat ištirpina didžiules tuštymes, urvus. Juose susidaro kabančių varveklių – stalaktitų (17.22 pav.) ir iš apačios augančių mineralų kristalų – stalagmitų* (17.23 pav.).

* Graikų k. žodis *stalaktos* reiškia „varvantis“, o *stalagma* – „lašas“.



17.22 pav.



17.23 pav.

Dažniausiai jie būna sudaryti iš kalcio karbonato, gipso.

Žemės plutoje daugiausia yra šių metalų: aliuminio, geležies, kalcio, natrio, kalio, magnio. Šie metalai kartu su deguonimi ir siliciu sudaro apie 98,5% Žemės plutos masės. Kitų metalų yra nedaug.

Žemės ir Mėnulio plutos cheminė sudėtis panaši, tik Mėnulio plutoje yra mažiau natrio bei kalio, o daugiau kalcio, magnio.

17.10 • Metalų gavimas •

Metalus gauti yra sudėtinga ir brangu. Mažėja rūdų ištekliai. Daugelis rūdynų jau išeikvoti, todėl dabar rūpinamasi kuo daugiau metalo gauti iš metalo laužo.

Jau žinote, kad cheminėse reakcijose metalai yra reduktoriai: jie išorinius elektronus atiduoda ir virsta teigiamaisiais jonais. Norint gauti grynus metalus, reikia sudaryti sąlygas, kad metalų jonai elektronus prisijungtų – kitaip tariant, juos redukuoti:



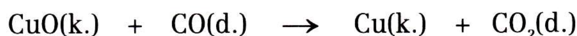
$$Me^{n+} + ne^{-} \longrightarrow \overset{0}{Me}$$

Dabar metalurgijoje dažniausiai vartojami keli metalų gavimo būdai.

1. Metalų oksidai redukuojami anglimi arba anglies(II) oksidu. Prisiminkime bandymus, kuriuos atlikome VIII klasėje, nagrinėdami pavadavimo reakciją – metalo oksido sąveiką su nemetalais:



$$2CuO(k.) + C(k.) \longrightarrow 2Cu(k.) + CO_2(d.)$$



$$CuO(k.) + CO(d.) \longrightarrow Cu(k.) + CO_2(d.)$$

Panašiai aukštakrosnėse gaunama ir geležis (ketus); ketaus gavybos aukštakrosnėje schema parodyta 17.24 pav.

Geležies gavimo schema:



$$Fe_2O_3 \longrightarrow Fe_3O_4 \longrightarrow FeO \longrightarrow Fe$$

Jeigu metalus Cu, Zn, Pb ir kitus norima gauti iš sulfidų, pirmiausia juos reikia sudeginti ir gauti oksidus, o iš jų – metalus.

Aukštakrosnės dujos (CO, CO_2, N_2)

Rūda, anglys (koksas), priedai – klintis arba kalkės

$\overset{+2}{Fe}O + \overset{+2}{C}O \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}O_2$

$\overset{+2}{Fe} + 2e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$ redukcija

oksidacija $\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}$

CO – reduktorius

$C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$

$CO_2 + C \rightarrow 2CO + Q$

↓

koksas, įkaitintas iki raudonumo

200°C

400°C

500°C

$2Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2$

600°C

$Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$

700°C

$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$

800°C

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

1000°C

Koksas

1100°C

1800°C

Karštas oras

Karštas oras

Šlakas

Ketus

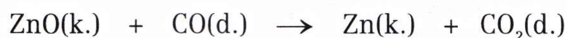
17.24 pav.



$$2ZnS(k.) + 3O_2(d.) \rightarrow 2ZnO(k.) + 2SO_2(d.)$$



$$ZnO(k.) + C(k.) \rightarrow Zn(k.) + CO(d.)$$

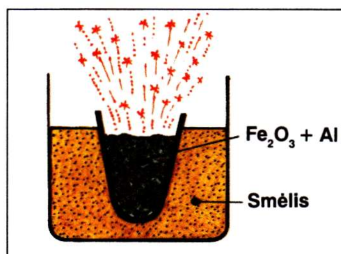


$$ZnO(k.) + CO(d.) \rightarrow Zn(k.) + CO_2(d.)$$

Vienas perspektyviausių reduktorių yra vandenilis. Jį naudojant (nors tai kol kas labai brangu) gerokai sumažėtų į atmosferą išmetamų teršalų.

2. Metalai redukuojami iš oksidų reaktingesniais metalais. Dažniausiai vartojamas reduktorius yra aliuminis (kartais magnis, kalcis).

Metalų redukavimas iš jų oksidų aliuminiu vadinamas aliuminotermija (17.25 pav.).



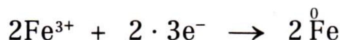
17.25 pav.



$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$$



$$\text{reduktorius } \overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$$



$$2Fe^{3+} + 2 \cdot 3e^- \rightarrow 2\overset{0}{Fe}$$

3. Metalų gavimas elektrolizės būdu. Šiuo būdu dažniausiai gaunami reaktingi metalai (Li, Na, K, Ca, Mg, Al ir kt.), gryninami negryni metalai, gaunamos metalinės dangos.

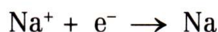
Kokį reiškinį vadiname elektrolize?

Reaktingi metalai gali būti gaunami iš chloridų.

Panagrinėkime natrio chlorido lydalo elektrolizę.

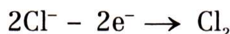
Į specialią vonią – elektrolizerį, – pripildytą išlydyto natrio chlorido, panardinami strypai – elektrodai (jie daromi iš elektrai laidžių medžiagų). Elektrodai sujungiami su nuolatinės srovės šaltiniu (akumuliatoriumi, elektros srovės lygintuvu, sausųjų elementų baterija) (17.26 pav.).

Ant neigiamojo elektrodo (katodo) vyksta redukcija:



$$Na^+ + e^- \rightarrow Na$$

Ant teigiamojo elektrodo (anodo) vyksta oksidacija:



$$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$$

Netrukus elektrodas, prijungtas prie srovės šaltinio neigiamojo poliaus, apsitraukia metalinio natrio sluoksniu, o prie elektrodo, sujungto su teigiamuoju šaltinio poliumi, kaupiasi žalsvos aštraus, nemalonaus kvapo dujos. Tai – chloras. Kokie procesai vyko lydale ir prie elektrodų?

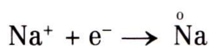
Lydomas natrio chloridas suskilo į jonus:



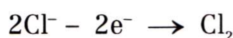
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-.$$

Kol grandinė nesujungta ir lydalu neteka elektros srovė, šie jonai juda netvarkingai. Prijungus srovės šaltinį, jonai ima judėti kryptingai: Na^+ jonai – prie neigiamojo poliaus, Cl^- – prie teigiamojo poliaus. Natrio jonai prisijungia elektronus, te-

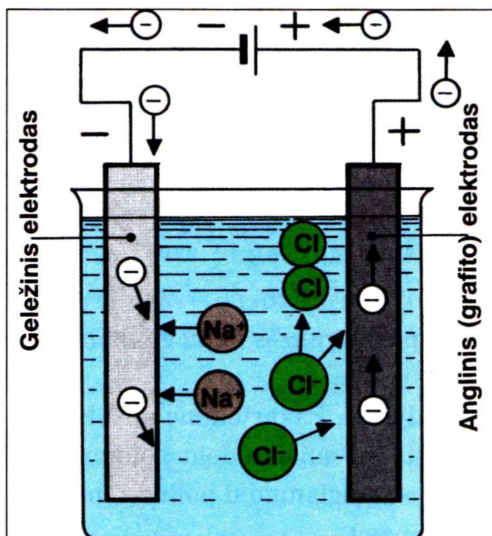
kančius iš srovės šaltinio, ir nusėda ant geležinio elektrodo, o chlorido jonai atiduoda elektronus angliniam elektrodui, tampa chloro atomais ir po du jungiasi į molekules. Iš tirpalo skiriasi chloro dujos. Natrio jonai redukuojasi, o chlorido – oksiduojasi:



$$Na^+ + e^- \longrightarrow \overset{0}{Na}$$



$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$

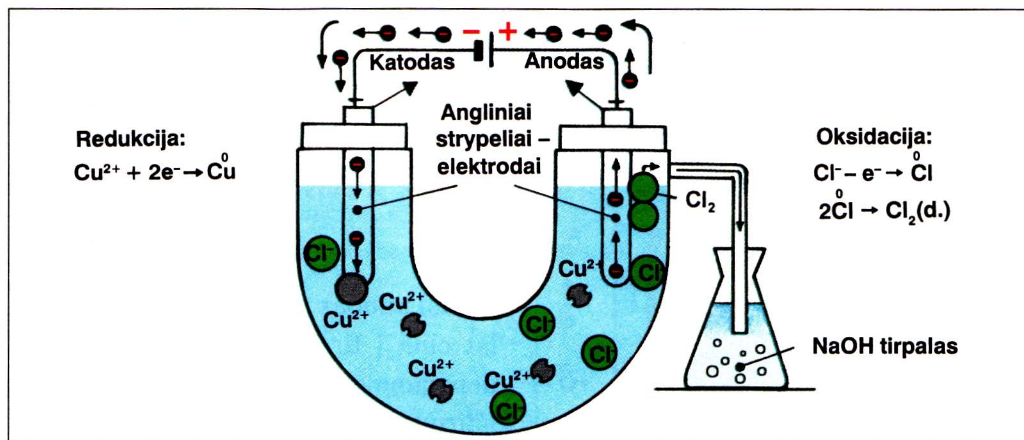


17.26 pav.

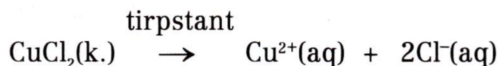
Elektrolizuojant reaktingų metalų junginių vandeninius tirpalus, metalų negalima gauti. Ant katodo redukuojasi ne Na^+ jonai, bet vandens molekulės.

Tačiau elektrolizuojant Zn, Cu, Ni, Co ir kitų metalų junginių vandeninius tirpalus, galima gauti šiuos metalus.

1 bandymas. Į U formos vamzdelį įpilkime vario(II) chlorido tirpalo, įmerkime anglinius elektrodus ir sujunkime su srovės šaltiniu. Sujungus grandinę, stebėsime 17.27 paveiksle pavaizduotą $CuCl_2$ elektrolizę.

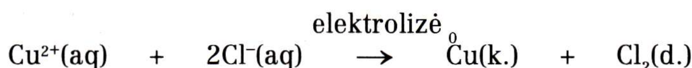


17.27 pav.



$$CuCl_2(k.) \xrightarrow{\text{tirpstant}} Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$$

Elektrolizės procesą galima užrašyti tokia bendrąja lygtimi:



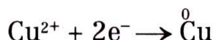
$$Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) \xrightarrow{\text{elektrolizė}} \overset{0}{Cu}(k.) + Cl_2(d.)$$

Reakcijos produktai – varis ir chloro dujos.

Kaip elektrolizės būdu gaunamos metalinės dangos ir kaip gryninami metalai?

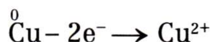
2 bandymas. Pakartokime anksčiau aprašytą bandymą. Vietoj anglinio strypelio, sujungto su neigiamuoju poliumi, pakabinkime metalinį dirbinį, o strypelį, sujungtą su teigiamuoju poliumi, pakeiskime varine plokštele. Sujunkime grandinę (17.28 pav.).

Prie katodo vyks ta pati redukcijos reakcija:

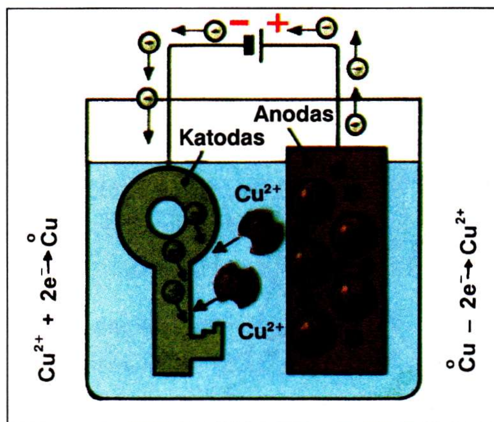


$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cu}$$

Anodas – varis – oksiduosis, virs Cu^{2+} jonais ir pereis į tirpalą. Anodas tirps:



$$\overset{0}{Cu} - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$$



17.28 pav.

Oksidacijos ir redukcijos reakcijos, kurios vyksta ant elektrodų tekant nuolatinei elektros srovei, vadinamos elektrolize.

Kol anodas tirpsta, vario jonai nuolat eina į tirpalą ir varis nusėda ant dengiamojo dirbinio (šiuo atveju rakto). Ištirpusį anodą reikia pakeisti nauju. Kadangi ant katodo nusėda grynas me-

talas, elektrolizė yra patogus ir svarbus metalų gryninimo būdas. Gryninant metalus (Zn, Ag, Cr, Ni, Sn), prie šaltinio teigiamojo poliaus jungiamas „nešvaraus" metalo luitas, o prie neigiamojo – gryno metalo plokštelė ar tinklelis. Vykstant oksidacijos ir redukcijos reakcijoms, anodas tirpsta, priemaišos atsiskiria, nusėda ant elektrolizerio dugno, o katodas apsitraukia gryno metalo sluoksniu.

Elektrolizė turi ir trūkumų. Panaudoti tirpalai turi sunkiųjų metalų. Išleidžiami tirpalai užteršia vandenį. Tokiame vandenyje žūva žuvys, vėžiai, mažėja vandens augalų. Vandenų, užterštų sunkiaisiais metalais, nukenksminimo problemas gvildena ir mūsų šalies Chemijos instituto mokslininkai.

Užduotys

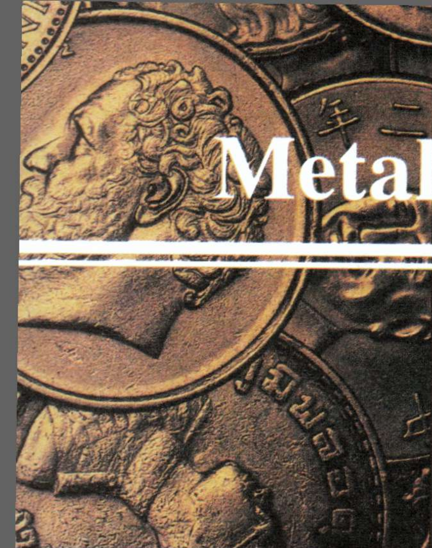
1. Išvardykite metalus, kurie pramonėje gaunami:

   a) redukuojant metalų oksidus cheminėmis medžiagomis – reduktoriais;

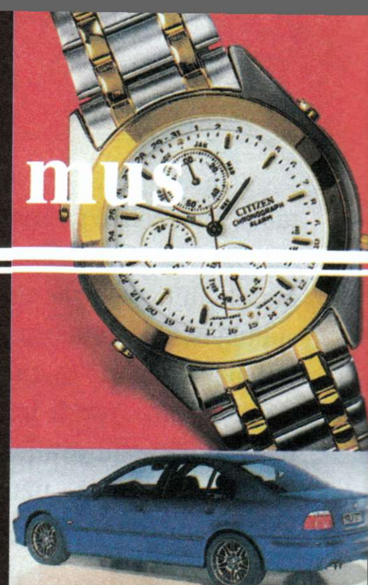
   b) elektrolizės būdu.

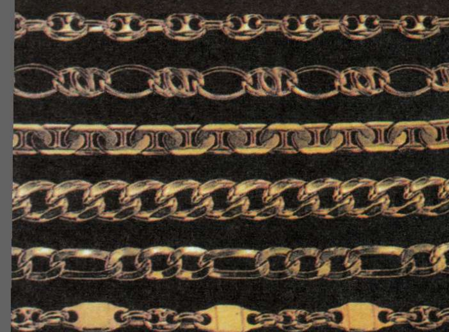
   Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
2. Išvardykite medžiagas – metalų gavybos reduktorius.
3. Iš vario(II) oksido varis redukuojamas anglimi ir anglies(II) oksidu. Parašykite reakcijų lygtis.
4. Manganas iš mangano(IV) oksido ir mangano(II, III) oksido Mn_3O_4 gaunamas aliuminoterminiu būdu. Parašykite reakcijų lygtis.
5. Kalis gaunamas elektrolizuojant jo chlorido lydalą. Kokie procesai vyksta prie katodo ir anodo?
6. Su kuriuo elektros srovės šaltinio poliumi – teigiamuoju ar neigiamuoju – turi būti sujungtas nikeliuojamas metalinis daiktas? Parašykite prie elektrodo vykstančios reakcijos lygtį.
7. Kiek tonų anglies(II) oksido sueikvojama visiškai redukuojant 160 t geležies(III) oksido?
8. Kiek tonų anglies reikia, kad būtų visiškai redukuota 232 t magnetito? Žinoma, kad įvykus reakcijai susidaro anglies(II) oksidas.
9. Kiek gramų aliuminio reikia įberti į 32 g geležies(III) oksido, norint redukuoti visą okside esančią geležį?

Metalai aplink mus

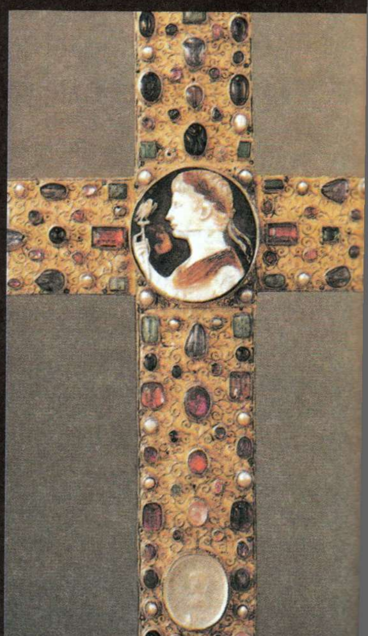






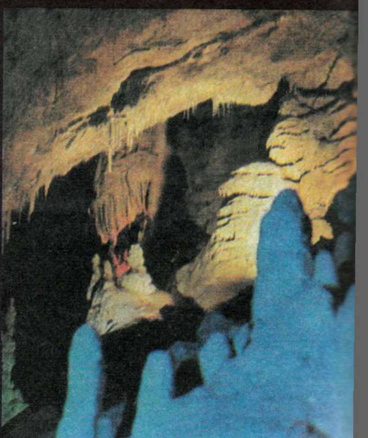














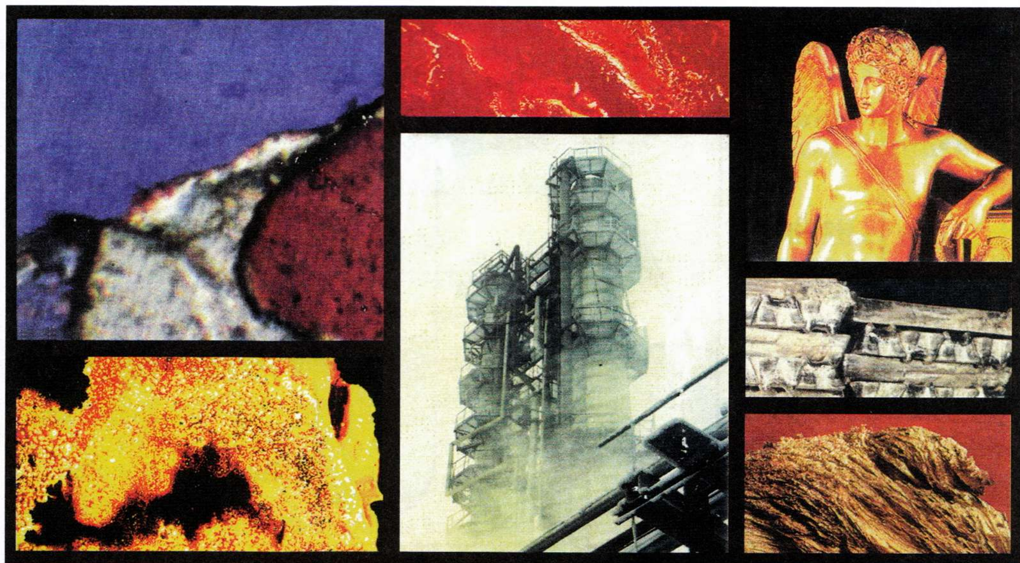
• Metalai aplink mus •



Mūsų aplinkoje yra daug daiktų, pagamintų iš metalų. Nors mes sakome, kad tie daiktai iš geležies, vario, aliuminio, cinko ar sidabro, turėtume įsidėmėti, kad jie dažniausiai būna pagaminti ne iš grynų metalų, o iš įvairių jų lydinių: ketaus ir plieno, duraliuminio, bronzos, žalvario, melchioro ir dar daugelio kitų.

Jūs jau žinote, kad lydinių savybės skiriasi nuo juos sudarančių grynųjų metalų savybių. Įvairūs priedai suteikia lydiniams norimų mechaninių, fizikinių ir cheminių savybių: metalų lydinius būna lengviau apdoroti – lieti, kalti, deformuoti, jie tampa atsparesni aplinkos poveikiui, stipresni, lėčiau susidėvi. Metalų lydiniai kur kas plačiau naudojami negu grynieji metalai. Apie 95% viso pasaulio metalų produkcijos sudaro lydiniai, kurių pagrindinė sudedamoji dalis yra geležis.

Norint nustatyti, iš kokio metalo yra pagamintas daiktas, reikia žinoti metalų savybes. Kai kuriuos metalus nesunku atpažinti iš išvaizdos ir panaudojimo.



18.1 • Geležis •

55,847

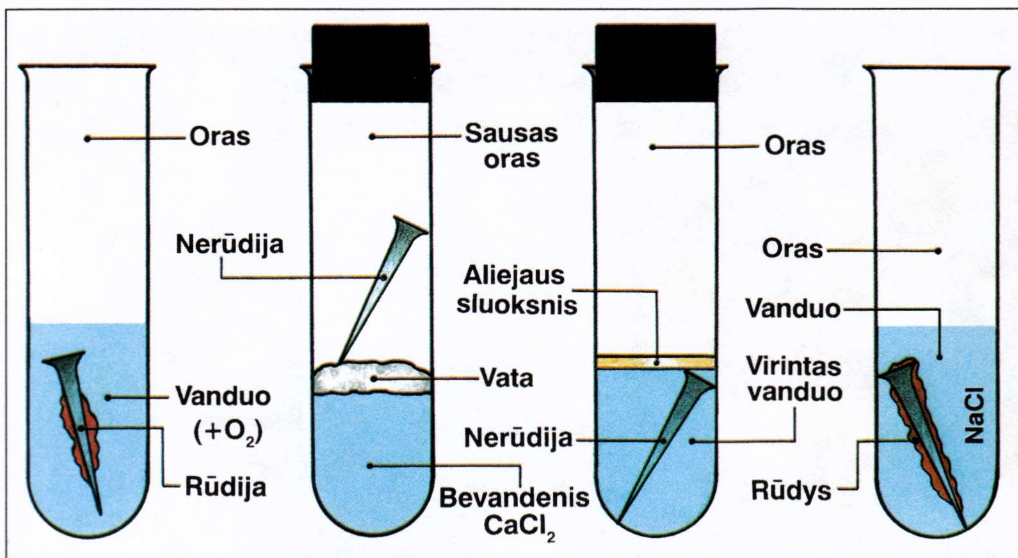
Fe^{+2}_{+3}

26

Gryna geležis yra pilkas blizgantis minkštas metalas, labai neatsparus aplinkos poveikiui. Ji greitai rūdija ir virsta įvairios sudėties rūdimis – Fe_2O_3, $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ (čia $n < 3$).

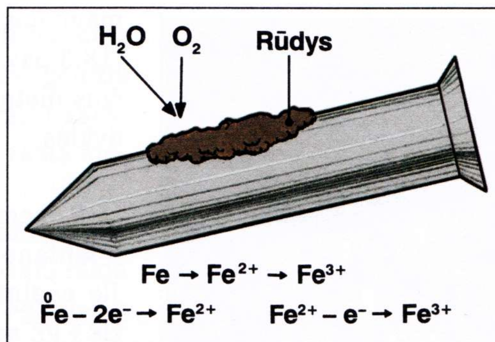
Didžiausios įtakos tokiems kitimams turi deguonis ir kitos agresyvios medžiagos, esančios ore – vandens garai, anglies(IV) oksidas, sieros(IV) oksidas, H_2S dujos ir kt.

Kaip rūdija geležis? Drėgname ore geležis reaguoja su deguonimi: geležis + deguonis + vanduo ⟶ rūdys. Paprastai nei deguonis, nei vanduo geležies neveikia, tačiau esant anksčiau aprašytoms sąlygoms geležis chemiškai ỹra – rūdija. Rūdijimą spartina vandenyje ištirpęs deguonis, druskos, o ypač rūgštys (18.1 pav.).



18.1 pav.

Dėl korozijos kasmet prarandama apie 10–20% pagamintos geležies. Gryni metalai, tarp jų ir geležis, beveik nerūdija. Įvairios priemaišos, esančios metaluose, paviršiaus įbrėžimai, įtrūkimai skatina korozijos židinių atsiradimą.



18.2 pav.

Apsaugoti nuo korozijos geležinius (ir kitų metalų) dirbinius galima juos dažant, lakuojant, dengiant jų paviršių aktyvesnio metalo sluoksniu (dažniausiai cinku – žr. 18.2 pav.).

Metalų ir jų lydinių irimas dėl aplinkos poveikio vadinamas korozija. Metalų korozija yra aplinkos sukeltas oksidacijos ir redukcijos procesas, kurio metu metalai oksiduojasi.

Geležis turi ypatingą savybę įsimagnetinti, todėl geležinius daiktus nesunku magnetu atskirti nuo įvairių kitų metalinių daiktų.

Geležis yra ketvirtasis pagal paplitimą gamtoje elementas (po deguonies, silicio ir aliuminio). Mokslininkai mano, kad daugiausia geležies (kartu su nikeliu) yra Žemės branduolyje.

Pagal vieną hipotezę skystame Žemės branduolyje galbūt teka elektros srovės, kurios yra Žemės magnetinio lauko šaltinis.

Mokydamiesi fizikos sužinosite, kad apie kiekvieną laidininką, kuriuo teka elektros srovė, taip pat atsiranda magnetinis laukas. Būdamos tame lauke, vienos medžiagos įsimagnetina, kitos – ne.

Kūnai, kurie ilgai neišsimagnetina ir apie kuriuos susidaro magnetinis laukas, vadinami *nuolatiniais magnetais**. Žemės arba žaibo sukurtame magnetiniame lauke savaime įsimagnetinusios medžiagos yra gamtiniai magnetai. Toks gamtinis

* Graikų kalbos žodis *magnetis* kilęs iš pasakymo *Magnetis lithos* – akmuo iš Magnezijos (Graikijoje).



18.3 pav.

magnetas yra geležies rūda – magnetitas Fe_3O_4 (18.3 pav.). Iš jo jau daugiau kaip prieš du tūkstančius metų buvo daromos magnetinių kompasų rodyklės.

9 cheminiai elementai (geležis, nikelis, kobaltas, 6 lantanoidai) ir jų lydiniai įsimagnetina savaime. Jie vadinami *feromagnetikais* (lot. *ferrum* – geležis + gr. *magnetikos* – magnetinis).

Tose vietose, kur Žemės plutoje yra magnetinės geležies ir kitų feromagnetinių rūdų telkinių, Žemės magnetinis laukas esti stipresnis už vidutinį aplinkinių sričių Žemės magnetinį lauką. Tai vietinės magnetinės anomalijos.

Lietuvoje didžiausia vietinė magnetinė anomalija yra prie Tumasonių (Rokiškio raj.) ir prie Varėnos. Iš magnetinių anomalijų tyrimų sprendžiama apie Žemės plutos viršutinių sluoksnių geologinę sandarą, feromagnetinių naudingųjų iškasenų išsidėstymą.

Be minėtojo magnetito, Žemės plutoje labiausiai paplitusios šios geležies rūdos: hematitas, sideritas, limonitas (18.4 pav.).

Grynos geležies gamtoje pasitaiko labai retai. Iš jos sudaryti kai kurie meteori-

Fe ~ 30—50%	Fe ~ 60—70%	Fe ~ 30—40%	Fe ~ 45—60%
Limonitas $FeO(OH) \cdot nH_2O$	**Magnetitas** Fe_3O_4	**Sideritas** $FeCO_3$	**Hematitas** Fe_2O_3

18.4 pav.

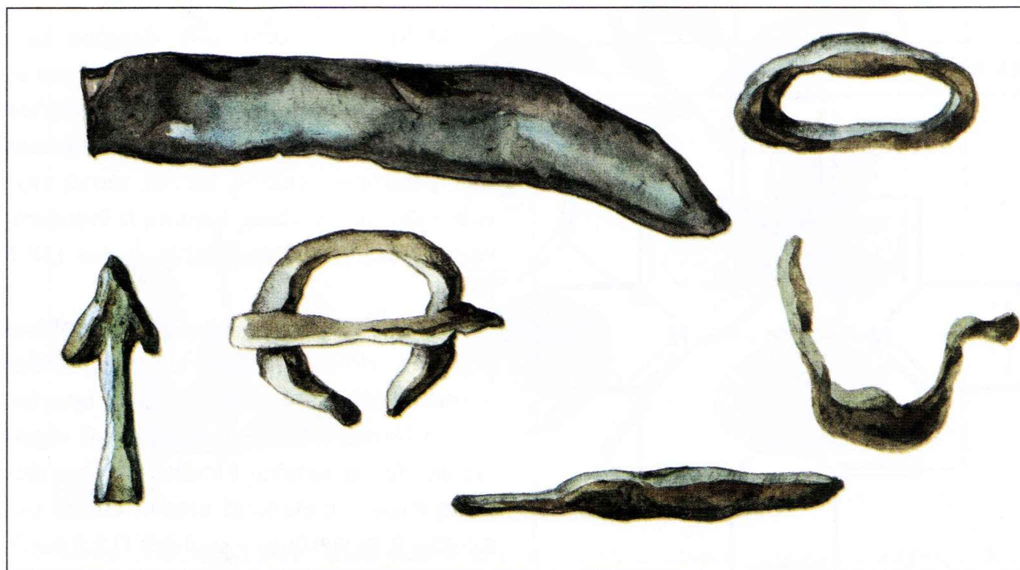
tai (18.5 pav.). Tai tikriausiai pirmoji geležis, kuri galėjo pakliūti žmogui į rankas. „Dangaus“ geležis ypatinga tuo, kad ją galima kalti tik šaltą, o karštos – beveik neįmanoma. Grynos geležies rasta Mėnulio grunte.



18.5 pav.

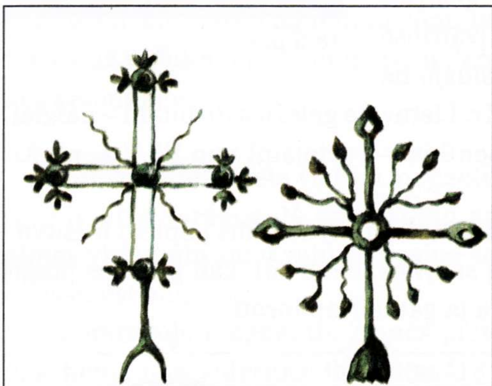
Kas ir kada ėmė vartoti geležį, tiksliai nežinoma. Iš meteoritinės geležies pagamintų papuošalų rasta ketvirtojo tūkstantmečio pr. Kr. pradžios egiptiečių kapuose. Manoma, kad iš rūdų geležį pradėta gaminti, o iš jos – darbo įrankius ir ginklus antrajame tūkstantmetyje pr. Kr. Nuo tada prasidėjo geležies amžius, pakeitęs bronzos amžių. Tiesa, įvairiose Žemės rutulio vietose geležies amžius prasidėjo ne vienu metu, pvz., Europoje – XII–IX a. pr. Kr. Lietuvoje geležies dirbiniai – dalgiai, strėlių antgaliai, segės, skiltuvai, peiliai, pentinai – vartojami nuo VI–V a. pr. Kr. (18.6 pav.).

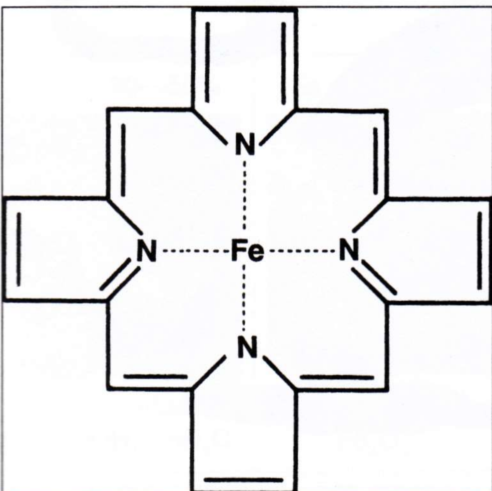
Geležis – svarbiausias mūsų laikų metalas. Geležies lydiniams paplisti ir įsitvirtinti padėjo ne tik naudingosios jos lydinių savybės, bet ir tai, kad geležies junginių Žemėje yra gana daug, ne itin sudėtinga ją gauti ir apdoroti.



18.6 pav.


18.7 pav.


18.8 pav.



18.9 pav.

Įvairios detalės, įrankiai, mašinos gaminamos iš lydinių – ketaus (jame yra 2–6% anglies) ir įvairių rūšių plieno (jame yra 0,1–2% anglies). Nuo anglies kiekio priklauso plieno plastiškumas ir kietumas. Plienas kietesnis už gryną geležį, iš jo galima gaminti įvairesnius gaminius. Ketus daug trapesnis už plieną.

Senovėje geležis buvo lydoma žaizdre, rūdą kaitinant su medžio anglimis. Lietuvoje geležį lydė iš limonito. Didžiausios liejyklos buvo Rūdninkų girioje; patrankų liejyklos – Vilniuje, Kaune, Valkininkuose. Vilniaus Šv. Jonų bažnyčios fasado puošybos elementai yra padaryti iš geležies, kuri gauta iš lietuviško limonito, anksčiau vadinto balų rūda.

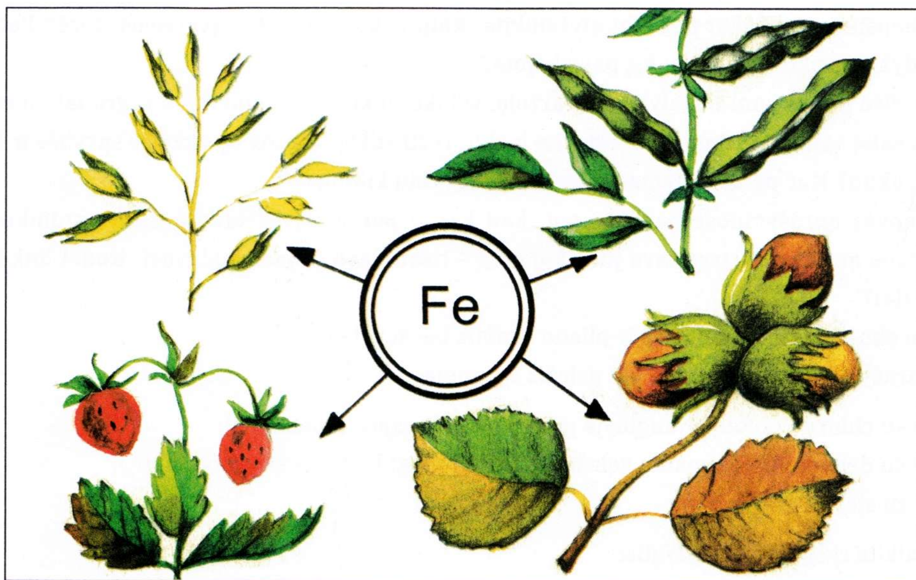
Iki XIX a. vidurio, t. y. daugiau kaip tūkstantį metų, metalas buvo apdorojamas rankomis. Amatininkai kalviai iš geležies dažniausiai kaldavo darbo įrankius, žemės ūkio padargus, ginklus, šarvus, namų apyvokos daiktus, kryžius, kapinių ir šventorių vartus, kaustė arklius, ratus, roges (18.7 pav.).

Kalvystė Lietuvoje buvo labai paplitusi iki XX a. vidurio. Vėliau, plintant fabrikiniams metalo gaminiams, ji labai apnyko. Tačiau šiandien kalvystės amatas vėl atgaivintas. Savita lietuvių liaudies kalybos dirbinių rūšis – metaliniai memorialiniai paminklai ir jų viršūnės – saulutės (18.8 pav.).

Pramoninė plieno gamyba pradėta tik XIX a. pabaigoje. Pirmiausia iš rūdos aukštakrosnėse (17.24 pav.) gaunamas ketus, o paskui didelė jo dalis perdirbama į plieną: sumažinama priemaišų – anglies, silicio, sieros, fosforo, mangano. Dėl to plieno savybės skiriasi nuo ketaus savybių.

Plienas lydomas su chromu, nikeliu, volframu, vanadžiu ir gaunamos įvairios legiruoto plieno rūšys, tarp jų ir nerūdijantis plienas. Toks plienas labai stiprus, kietas, patvarus, atsparus rūgštims, karščiui. Iš jo gaminamos elektromagnetų šerdys, statinių konstrukcijos, guoliai, štampavimo, pjovimo, matavimo įrankiai, virtuvės reikmenys – šaukštai, peiliai, šakutės ir kt.

Geležis yra labai svarbus gyvybę palaikantis elementas. Žmogaus organizme įvairių junginių pavidalu būna 3–5 g geležies. Jos yra visuose audiniuose, tačiau daugiausia – kraujyje, hemoglobino* molekulėse (18.9 pav.). Nuo junginio (hemo), kuriame yra geležies, priklauso raudona hemoglobino spalva. Hemoglobinas į audinius ir organus atneša deguonį. Dėl geležies trūkumo organizme susergama mažakraujyste. Daug geležies yra kepenyse, kiaušinio trynyje, pupose, pupelėse, avižų grūduose, riešutuose, žemuogėse (18.10 pav.).



18.10 pav.

* Žodis „hemoglobinas“ sudarytas iš graikų k. žodžio *haima* – kraujas ir lotynų k. žodžio *globus* – rutulys.

Užduotys

1. Išvardykite svarbiausias geležies fizikines savybes (pasinaudokite žinynais).
2. Kaip paprasčiausia nustatyti, kad metalo gabalėlis yra geležis?
3. Ką vadiname korozija?
4. Kodėl sausame ore geležis rūdija lėtai, o drėgname – sparčiai?
5. Apskaičiuokite, kurią masės dalį sudaro geležis šiuose junginiuose:

   a) Fe_2O_3;

   b) Fe_3O_4;

   c) $Fe(OH)_3$;

   d) $FeCO_3$.

6. Geležies rūdoje yra 0,9 m. d. Fe_3O_4 ir 0,1 m. d. SiO_2. Apskaičiuokite, kurią masės dalį procentais šioje rūdoje sudaro geležis.
7. Ištirkite plieno savybes.
   A. Plienine sąvaržėle pabandykite įrėžti stiklo plokštelę. Kas kietesnis – plienas ar stiklas?
   B. Ištiesinę sąvaržėlę ir įtvirtinę laikiklyje vieną jos galą, kitą iki raudonumo įkaitinkite liepsnoje, o paskui pamažu atvėsinkite. Kaip ir kodėl pakito sąvaržėlės išorė? Pabandykite lenkti sąvaržėlę. Ką pastebėjote?
   C. Švitro popieriumi nuvalykite sąvaržėlę, vėl įkaitinkite iki raudonumo ir greitai įmeskite į šaltą vandenį. Išėmę pabandykite lenkti, rėžti stiklą. Kurios sąvaržėlės savybės ir kaip pakito? Kur panaudojamas toks plieno savybių kitimas?
8. Senovės aprašymuose pasakojama, kad kariai per mūšį kartais mesdavo sulinkusius kardus ant žemės, trypdavo juos kojomis – tiesindavo ir vėl kaudavosi. Kodėl linkdavo kardai?
9. Kuo skiriasi grynos geležies ir plieno sudėtis bei savybės?
10. Parašykite lygtis reakcijų, kai geležis reaguoja:

    a) su chloru (gautame junginyje geležies oksidacijos laipsnis +3);

    b) su deguonimi (gauname geležies oksidų mišinį $Fe_2O_3 \cdot FeO$, arba Fe_3O_4);

    c) su siera.

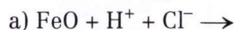
11. Baikite rašyti reakcijų lygtis:

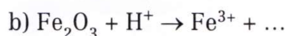
    $FeO + H_2 \longrightarrow$

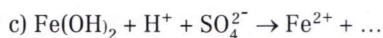
    $Fe_2O_3 + H_2 \longrightarrow$

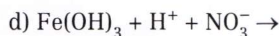
12. Parašykite geležies ir druskos rūgšties reakcijos lygtį.

13. Baikite rašyti reakcijų lygtis:


a) $FeO + H^+ + Cl^- \longrightarrow$


b) $Fe_2O_3 + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + \ldots$


c) $Fe(OH)_2 + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Fe^{2+} + \ldots$


d) $Fe(OH)_3 + H^+ + NO_3^- \rightarrow$

14. Kiek molių vandenilio išsiskirs visiškai sureagavus 1,12 g geležies su praskiesta sieros rūgštimi?
15. Kiek g geležies sureaguos įbėrus jos pjuvenų į 50 ml 20% druskos rūgšties tirpalo, kurio tankis 1,1 g/cm³?
16. Kokioje magnetito Fe_3O_4 masėje yra 5 t geležies, jei tame minerale priemaišų masės dalis yra 0,15 (arba 15%)?
17. Tarkime, kad per metus sunaudojama 500 000 t plieno, o plienas yra gryna geležis. Apskaičiuokite, kiek tonų plieno surūdija kasmet, jeigu 1,5% plieno pavirsta rūdimis. Kiek susidaro tonų rūdžių?

18.2 • Aliuminis •



26,98
Al^{+3}
13

Aliuminis – lengvas metalas. Gryno gamtoje nerandama, nes jis chemiškai labai aktyvus. Tai labiausiai Žemės plutoje paplitęs metalas, sudaro 8,05% jos masės. Aliuminis dažniausiai gaunamas iš boksito – aliuminio rūdos, susidedančios iš Al hidroksidų $HAlO_2$, $AlO(OH)$, $Al(OH)_3$ su kitų mineralų priedais, rečiau iš korundo* ir kriolito Na_3AlF_6. Daug aliuminio yra molyje, įvairiuose mineraluose (18.11 pav.).

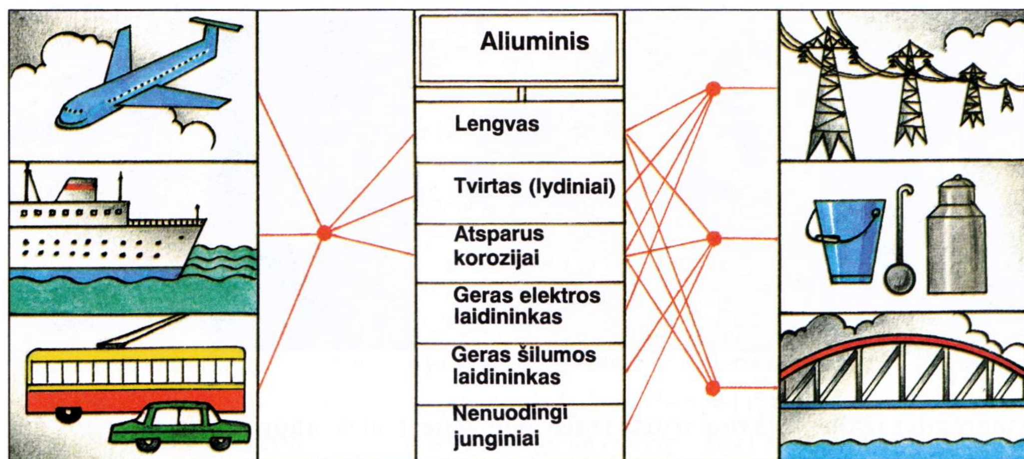
Nors aliuminio žaliavų atsargos Žemėje labai didelės, tačiau jį išskirti iš junginių sunku. Dėl to aliuminis gautas gana vėlai, 1827 m.

XIX a. viduryje aliuminis buvo brangesnis už auksą. Pasakojama, kad Prancūzijoje imperatorienė turėjo papuošalų iš aliuminio, imperatorius Napoleonas III

Korundas Al_2O_3	Boksitas $Al(OH)_3$, arba $Al_2O_3 \cdot nH_2O$	Kaolinitas $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot$ $\cdot 2H_2O$ – molio sudedamoji dalis

18.11 pav.

* Nuo priemaišų korundas esti raudonas, mėlynas. Raudonas korundas vadinamas rubinu (lot. *rubinus* < *rubens* – raudonas), mėlynas – safyru (gr. *sappheiros* < hebrajų *sappir* – mėlynas akmuo).



18.12 pav.

valgė iš aliuminio indų, o ne tokie garbingi asmenys turėjo tenkintis auksiniais. Aliuminio gamyba atpigo tada, kai metalus išmokta gauti elektrolizės būdu.

Aliuminis – vienas lengviausių metalų, plastiškas, lydus, gerai praleidžia elektrą ir šilumą. Kambario temperatūroje jungiasi su oro deguonimi:



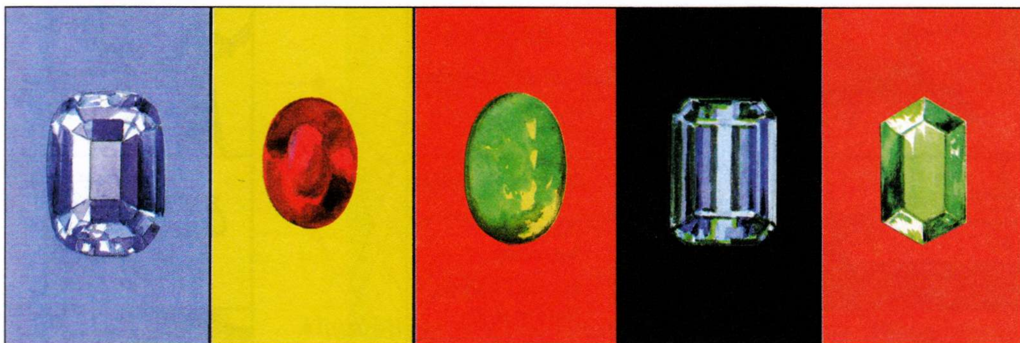
$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3 + Q$$

Jo paviršiuje susidaro plona, bet labai tanki Al_2O_3 plėvelė, kuri saugo metalą nuo tolesnio aplinkos poveikio. Dėl to jis tinka indams gaminti.

Dėl minėtų savybių aliuminis, o dažniausiai jo lydiniai – duraliuminis (lydinys su Cu, Mg, Mn, Si, Zn, Fe) ir siluminai (Al ir iki 24% Si lydiniai), labai paplitę (18.12 pav.).

Aliuminio induose negalima laikyti medžiagų, kurios turi rūgštinių savybių, nes aliuminio oksido plėvelė reaguoja su rūgštimis. Nepatartina aliuminio puoduose laikyti ir virti rūgščių uogienių, kompotų, raugintų kopūstų. Al_2O_3, kaip ir ZnO, yra būdingos amfoterinės savybės, todėl aliuminio oksido plėvelę ardo ir šarmai.

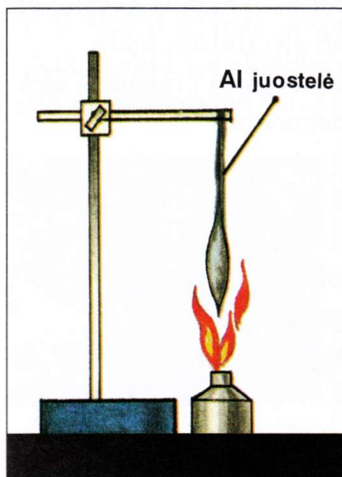
Daugelis aliuminio turinčių mineralų yra vertingi. Korundas kietumu prilygsta deimantui, todėl iš jo gaminami šlifavimo, galandimo įrankiai. Skaidrios spalvotos korundo atmainos – rubinas ir safyras – yra brangakmeniai. Kiti brangakmeniai –



18.13 pav.

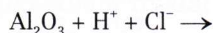
smaragdas (žalias), akvamarinas (žalsvai mėlynas), aleksandritas (smaragdinė žalia saulės šviesa) – yra aliuminio ir berilio mineralai (18.13 pav).

Užduotys



18.14 pav.

1. Išvardykite aliuminio fizikines savybes.
2. Surašykite aliuminio gaminius, kuriuos rasite savo namuose. Kiekvieno daikto panaudojimą susiekite su aliuminio savybėmis.
3. Išvardykite aliuminio bei jo lydinių naudojimo sritis.
4. Atsižvelgdami į aliuminio vietą periodinėje elementų lentelėje, pasakykite, iš kokių dalelių sudarytas aliuminio atomas, aliuminio jonas.
5. Kokių reakcijų metu Al atomai gali virsti Al^{3+} jonais? Parašykite dvi tokių reakcijų lygtis.
6. Parašykite Al ir I_2 jungimosi reakcijos lygtį.
7. Baikite rašyti reakcijos lygtį:

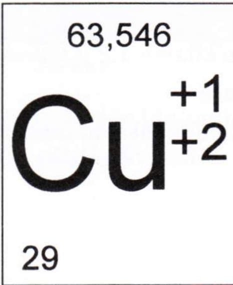


$$Al_2O_3 + H^+ + Cl^- \longrightarrow$$

8. Atlikite bandymą. Laboratorinio stovo laikiklyje įtvirtinkite aliuminio folijos juostelę (18.14 pav.). Kaitinkite ją. Pamatysite, kad juostelė apsitraukia balkšva plėvele, kurios viduje srūva išsilydęs aliuminis, tačiau jis neišsilieja, o kaupiasi juostelės apačioje, išpučia plėvelę. Kaip paaiškinsite šį reiškinį?
9. Ant aliuminio drožlių užpilkite druskos arba sieros rūgšties tirpalo. Ką pastebite? Parašykite reakcijų lygtis.

10. Kodėl negalima aliuminio induose virinti skalbinių su sodos tirpalu?
11. Parašykite aliuminio chlorido ir aliuminio sulfato disociacijos lygtis.
12. Kokia reakcija galima gauti aliuminio hidroksidą?
13. Į vario(II) chlorido tirpalą įmeskite aliuminio gabalėlį. Ką pastebite? Parašykite reakcijos lygtį.
14. Ar galimos pavadavimo reakcijos tarp: a) Al ir Ag^{+}; b) Al^{3+} ir Mg; c) Al^{3+} ir Ni? Kodėl? Parašykite reakcijų lygtis.
15. Koks kiekis aliuminio gali sureaguoti su 24,5 g sieros rūgšties? Kokia sureagavusio aliuminio masė?
16. Sumaišyti du tirpalai. Viename iš jų yra 2,13 g aliuminio chlorido, o kitame 1,2 g natrio šarmo. Apskaičiuokite susidariusio aliuminio hidroksido kiekį ir masę.
17. 4,25 g aliuminio oksido paveikta 3,65 g druskos rūgšties. Kuri aliuminio oksido masės dalis sureagavo?

18.3 • Varis •



Elektrotechnikos pramonėje suvartojama daugiau nei 50% pagaminamo vario. Varis yra geras elektros ir šilumos laidininkas, nusileidžia tik sidabrui. Šis metalas yra raudonas, plastiškas. Nelabai reaktingas. Sausame ore beveik nekinta, o drėgname pamažu apsitraukia žaliomis apnašomis – baziniu vario karbonatu $Cu_2(OH)_2CO_3$.

Iš vario gaminami elektros laidai, kabeliai, generatorių, elektros variklių, transformatorių apvijos, jungiklių dalys. Daug jo sunaudojama statyboms – vario lakštais dengiami stogai, gaminami vandentiekio, šildymo sistemos vamzdžiai. Daugelis mašinų dalių, namų apyvokos daiktų, papuošalų yra variniai arba iš vario lydinių.

Vario gamtoje daugiausia yra rūdose, kurias sudaro įvairūs mineralai – sulfidai (pvz., chalkozinas; 18.15 pav., kairėje), karbonatai (malachitas; 18.15 pav., dešinėje). Kartu su variu būna sidabro, geležies, rečiau – aukso priemaišų. Pasitai-





18.15 pav.

ko ir vario grynuolių. Vario gamtoje yra kur kas mažiau negu aliuminio ar geležies, jis sudaro 4,7 · 10^{-3}% Žemės plutos masės.

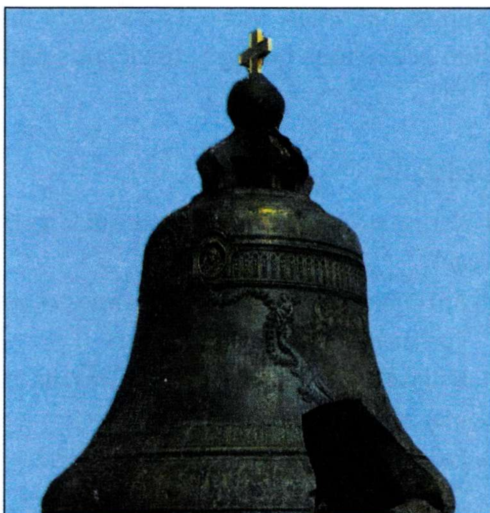


18.16 pav.

Varis – vienas seniausiai vartojamų metalų. Iš archeologinių radinių mokslininkai nustatė, kad pirmiausia žmogus savo reikmėms pritaikė vario lydinius – bronzą ir žalvarį, gerokai vėliau išmoko gauti gryną varį.

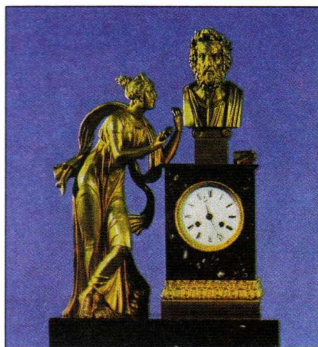
Ankščiausiai bronziniai darbo įrankiai imti vartoti Pietų Mesopotamijoje (VI tūkstantmetyje pr. Kr.). Turkijoje, Egipte rasta IV tūkstantmečio pr. Kr., Indijoje – III tūkstantmečio pr. Kr., Europoje – III–II tūkstantmečio pr. Kr. bronzos dirbinių. Istorijos laikotarpis tarp akmens ir geležies amžiaus vadinamas žalvario, arba bronzos, amžiumi. Lietuvos teritorijoje žalvario dirbiniai pradėjo plisti nuo XVI tūkstantmečio pr. Kr.

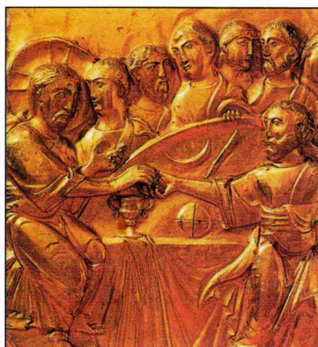
Žalvaris yra vario ir cinko (jo iki 39%, kai kada 40–45%) lydinys. Gražios spalvos, atsparus aplinkos poveikiui, lengvai auksuojamas. Jį, kaip ir varį, lengva apdirbti. Iš žalvario gaminami papuošalai, dekoratyviniai elementai, medaliai, ordinai, monetos, šovinių tūtelės, mašinų ir prietaisų, laivų detalės. Senovės lietuvaitės ypač mėgo žalvarinius papuošalus (18.16 pav.).



18.17 pav.

Seniausias vario lydinys yra alavinė bronza (alavo jame iki 12%). Senovėje iš bronzos buvo gaminami ginklai, papuošalai, darbo įrankiai, viduramžiais – liejami varpai, patrankos. Ypač







18.18 pav.

didelis varpas buvo nulietas XVIII a., pastatytas Maskvos Kremliuje (Rusija). Jis net pavadintas „Varpų varpu". Jo masė apie 200 t, skersmuo – 6,6 m, aukštis – 6,14 m. Per 1737 m. gaisrą nuo varpo atskilo 11,5 t sverianti šukė (18.17 pav.).

Nuo XIX a. iš bronzos pradėtos gaminti garo mašinų dalys, krumpliaračiai, o dabar daugybė įvairių gaminių – atsparios rūdijimui, spyruokliuojančios detalės, slydimo guoliai, papuošalai, skulptūros ir kita (18.18 pav.).

Plačiai naudojama aliumininė ir švininė bronza.

Varis reikalingas augalams, gyvūnams ir žmogui. Dėl vario stokos džiūsta vaismedžių šakų viršūnės, mažėja augalų atsparumas šalčiui, žmogaus ir gyvūnų organizme sutrinka geležies apykaita. Daug vario turi ankštiniai augalai, burokėliai, lapinės daržovės. Vario druskos yra nuodingos ir daugiausia naudojamos žemės ūkio kenkėjams bei ligų sukėlėjams naikinti.

Užduotys

1. Varine viela pabandykite įrėžti stiklą, geležies ir aliuminio plokšteles. Kur liko žymė? Kodėl?
2. Apžiūrėkite, kokių gaminių iš vario yra jūsų namuose. Kiekvieno daikto naudojimą susiekite su vario savybėmis.
3. Kodėl elektros laidai daugiausia daromi iš aliuminio, nors vario elektrinis laidumas geresnis?
4. Parašykite vario ir chloro reakcijos lygtį.

5. Atlikite bandymą.

A. Varinę vielą arba plokštelę pakaitinkite liepsnoje. Ką pastebite? Parašykite reakcijos lygtį. Kodėl tokio reiškinio nepastebite kambario temperatūroje?

B. Į porcelianinę lėkštelę peiliu nugrandykite susidariusį ant vielos ar plokštelės (iš A bandymo) tamsųjį sluoksnį, ant jo užlašinkite 2–3 lašus druskos arba sieros rūgšties tirpalo. Ką pastebite? Jei reakcija vyks labai lėtai, lėkštelę truputį pašildykite. Parašykite lygtį.

6. Atlikite bandymą. Į vieną mėgintuvėlį įpilkite truputį praskiestos druskos rūgšties, į kitą – sieros rūgšties tirpalo. Į abu mėgintuvėlius įmeskite po gabalėlį vario, pašildykite juos. Paaiškinkite, kodėl nė viename mėgintuvėlyje nevyko cheminė reakcija.

7. Parašykite reakcijos tarp CuO ir H_2 lygtį.

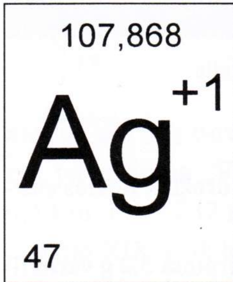
8. Mainų reakcija gaukite vario(II) hidroksidą iš vario(II) sulfato.

9. Į tirpalą, kuriame ištirpinta 4 g vario(II) sulfato, įberta 1,2 g geležies drožlių. Kokios susidarė medžiagos ir kokia jų masė?

10. Geležinė 10 g masės plokštelė ilgai laikyta tirpale, kuriame buvo ištirpinta 3,2 g vario(II) sulfato. Po to ji buvo išimta, išdžiovinta ir pasverta. Kokia jos nauja masė?

11. Kodėl varis atrastas anksčiau už geležį?

18.4 • Sidabras •







18.19 pav.



18.20 pav.

Egiptiečiai sidabrą pažinojo jau prieš šešis tūkstančius metų. Gamtoje jo randama ir gryno, ir junginiuose. Sidabro rūdos dažnai būna kartu su švino, vario rūdomis.

Sidabras baltas, metalinio blizgesio kalus, minkštas metalas. Geriausias elektros ir šilumos laidininkas. Chemiškai nelabai aktyvus.

Dažniausiai vartojami įvairūs sidabro lydiniai su variu, cinku, auksu, nikeliu ir kitais metalais. Lydiniai yra kietesni, stipresni už gryną sidabrą. Iš jų daromi juvelyriniai dirbiniai, stalo reikmenys, kalamos monetos (18.19 pav.). Atkūrus nepriklausomybę, Lietuvos monetų kalykloje nukaldinta sidabrinių jubiliejinių monetų (18.20 pav.).

Pirmosios lietuviškos sidabrinės monetos buvo nukaltos XIV–XV amžiuje ir vadinosi pinigėliais. Prieš Antrąjį pasaulinį karą Lietuvoje buvo kalamos 1, 2, 5 ir 10 litų vertės sidabrinės monetos.

Sidabru (dažniausiai elektrolizės būdu) dengiami metaliniai ir nemetaliniai gaminiai. Sidabro sluoksnis gerai atspindi šviesą, todėl naudojamas veidrodžiams gaminti. Elektronikos pramonės gaminiuose yra sidabruotų kontaktų (sidabras pagerina elektrinį laidumą). Iš sidabro lydinio su auksu ir nikeliu daromi kosminių palydovų, laivų, lėktuvų elektros prietaisų kontaktai.

Jau daug šimtmečių žinoma, kad sidabriniuose induose labai ilgai išsilaiko visiškai švarus vanduo. Jame atsiranda šiek tiek sidabro jonų, kurie sunaikina mikroorganizmus.

Iš sidabro junginių didžiausią praktinę reikšmę turi AgBr, AgI, AgCl. Veikiami šviesos, jie skyla ir susidaro juodas metalinis sidabras, todėl šie junginiai vartojami šviesai jautrioms kino ir fotografijos medžiagoms gaminti. Medicinoje vartojamas sidabro nitrato tirpalas. Juo slopinami uždegimai, gydomos žaizdos. Jeigu ore yra vandenilio sulfido, sidabro dirbiniai patamsėja, apsitraukia plona juosva sidabro sulfido plėvele.

Patamsėję sidabriniai dirbiniai valomi minkštu dantų šepetėliu muiliname (50 g muilo litrui vandens) vandenyje, į kurį įpilama amoniako (1 šaukštelis litrui vandens) tirpalo, kreidos ir amoniako ar etanolio (spirito) tyrele arba specialiais preparatais. Po to dirbiniai nuplaunami švariu šiltu vandeniu, nusausinami minkštu skudurėliu (flanele, gelumbe) ir trinami iki blizgesio.

Užduotys

1. Išvardykite sidabro panaudojimo sritis. Susiekite jas su sidabro savybėmis.
2. Kodėl dažniausiai vartojami sidabro lydiniai, o ne grynas sidabras?
3. Veikiamas chloro, sieros, sidabras apsitraukia sunkiai tirpstančių junginių plėvele. Kokie tie junginiai? Parašykite reakcijų lygtis.
4. Parašykite lygtis reakcijų tarp:

   a) natrio chlorido ir sidabro nitrato;

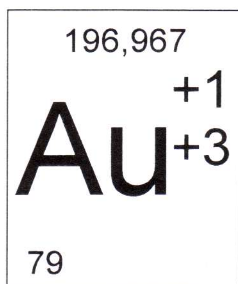
   b) kalio bromido ir sidabro nitrato;

   c) kalio jodido ir sidabro nitrato;

   d) natrio sulfato ir sidabro nitrato.
5. Parašykite lygtis 2–3 reakcijų, kuriomis galima gauti sidabro sulfidą.

18.5 • Auksas •





Praėjusio šimtmečio viduryje Ameriką buvo apėmusi aukso karštligė. Į Kaliforniją plūdo aukso ieškotojai išbandyti savo laimės. Deja, daugeliui teko skaudžiai nusivilti, nes atrasti ir išskirti auksą ne taip paprasta. Smulkios gryno aukso dalelės būna pasklidusios upių sąnašynuose, kvarco gyslose arba rūdose. Retai pasitaiko žirnio, pupos dydžio gabaliukų, o dar rečiau randama didelių aukso grynuolių. Aukso Žemės plutoje labai nedaug – $4{,}3 \cdot 10^{-7}$% jos masės.

Auksas kalus, tąsus metalas, ryškiai geltonas, o su priemaišomis – blyškiai geltonas, rausvas, žalsvas. Geras elektros laidininkas (jo laidumas apie 30% mažesnis už sidabro). Auksas dar pasyvesnis už varį ir sidabrą. Atsparus atmosferos poveikiui. Tikriausiai esate pastebėję, kad auksinių ar paauksuotų daiktų paviršius nuolat blizga, jis neapsitraukia jokia oksido plėvele.

Juvelyriniai dirbiniai daromi iš aukso lydinių. Aukso ir vario lydiniai rausvai geltoni, jie ne tokie plastiški, kietesni ir trapesni nei grynas auksas. Iš jų kalamos monetos, daromi papuošalai, dekoratyvinės dangos (18.21 pav.). Auksuoto pavir-







18.21 pav.

šiaus spalva, fizikinės savybės bei atsparumas korozijai priklauso nuo aukso lydinių sudėties.

Didžioji aukso dalis – aukso atsargos (monetos, aukso luitai, brangenybės) – saugomi valstybių bankuose ir naudojami tik kaip tarptautinių mokėjimų rezervinis fondas.

Aukso ir platinos lydiniai naudojami specialiai cheminei aparatūrai gaminti, elektrotechnikoje, raketų varikliuose ir atominiuose reaktoriuose kaip labai nelydūs lydmetaliai, patikimai sulituojantys detales. Įvairūs aukso lydiniai naudojami medicinoje. Technikoje dažniausiai naudojami 585° prabos lydiniai, dantų protezams gaminti – 900° prabos lydiniai.

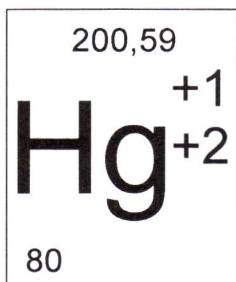
Lietuvoje pirmosios auksinės italų monetos pasirodė XIV–XV a. XV a. Vilniuje įkurtas auksakalių cechas gamino auksinius papuošalus. XVI–XVIII a. aukso dirbinių gamyba paplito didžiuosiuose Lietuvos miestuose – Kaune, Klaipėdoje, Kėdainiuose, Raseiniuose. Daug aukso dirbinių, ypač bažnyčioms, buvo įvežama iš užsienio šalių.

Užduotys

1. Kokią masės dalį procentais sudaro auksas 750°, 900° prabos gaminyje?
2. 180 °C temperatūroje auksas jungiasi su chloru, o kambario temperatūroje – su bromu. Parašykite reakcijų lygtis, tardami, kad aukso oksidacijos laipsnis junginiuose +3.

18.6 • Gyvsidabris •

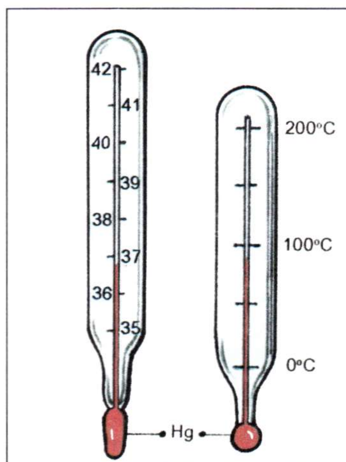




Tai vienintelis skystas metalas. Jis sukietėja, kai temperatūra esti –39 °C. Gyvsidabris blizga kaip ir visi metalai. Jis yra sunkesnis už šviną (tankis 13,69 g/cm³) ir sunkiausias iš visų skysčių. Palyginkite: 1 l vandens masė 1 kg, o 1 l gyvsidabrio – 13,69 kg.

Jums turbūt geriausiai žinoma, kad gyvsidabrio pripildyti termometrų vamzdeliai (18.22 pav.). Be to, jis naudojamas manometruose, gyvsidabriniuose elektros srovės lygintuvuose. Hg garų pripildomos kvarco lempos, skleidžiančios ultravioletinius spindulius.

Kai kurie metalai tirpsta gyvsidabryje ir susidaro amalgamos. Ta gyvsidabrio savybe buvo pasinaudota išskirti auksą, sidabrą ir kitus tauriuosius metalus iš rūdų. Amalgamą atskirdavo nuo bergždo, gyvsidabrį išgarindavo, – likdavo grynas metalas. Amalgamos buvo naudojamos metaliniams gaminiams auksuoti ir sidabruoti. Kietos vario ir alavo bei sidabro amalgamos naudojamos stomatologijoje plomboms gaminti. Talio (tai toks retasis metalas) amalgama sukietėja –60 °C t-roje, todėl naudojama žematemperatūriams termometrams. Amalgamavimas, kaip vienas būdų dengti dirbinius tauriaisiais metalais (pvz., Ag arba Au), yra labai nuodingas technologinis procesas. Pirmiausia pakaitintą sidabruojamą arba auksuojamą daiktą reikia palaikyti amalgamoje (arba įtrinti amalgama), paskui gyvsidabrį išgarinti, kad ant daikto liktų plonas tauriojo metalo sluoksnelis.



18.22 pav.

Gyvsidabrio garai (Hg garuoja kambario temperatūroje) ir junginiai labai nuodingi. Gyvsidabrio

garais užnuodytų patalpų neįmanoma išvėdinti. Patekęs į organizmą, gyvsidabris kaupiasi inkstuose, kepenyse, smegenyse, kauluose, sutrikdo jų veiklą. Iš organizmo pasišalina labai sunkiai. Apsinuodijus Hg garais ar jo junginiais, pirmiausia reikia išplauti skrandį, paskui gerti pieno, kiaušinio baltymo. Pastaruoju metu amalgamavimas keičiamas ne tokiais kenksmingais dengimo būdais.

Sudužus termometrui, gyvsidabrio lašelius reikia skubiai sušluoti (neliesti!). Tas vietas, kuriose buvo pasklidęs gyvsidabris, reikia pabarstyti sieros ar aliuminio milteliais. Dabar dažnai termometruose gyvsidabris pakeičiamas spalvotais organiniais tirpikliais.

Gyvsidabrio junginiai vartojami sėkloms beicuoti, medicinoje – mikrobams naikinti (antiseptiniai gyvsidabrio preparatai), chemijos pramonėje.

Gamtoje gyvsidabris mažai paplitęs, jis sudaro $8{,}3 \cdot 10^{-6}$% Žemės plutos masės. Svarbiausias mineralas – cinoberis HgS. Gryno gyvsidabrio lašelių tik retkarčiais pasitaiko kai kuriose uolienose.

Užduotys

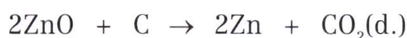
1. Kaip viduramžių chemikai vadino gyvsidabrį?
2. Kas atsitiktų, jei gyvsidabrį laikytume –50 °C temperatūros aplinkoje?
3. Gyvsidabris lengvai reaguoja su chloru, bromu, siera. Parašykite reakcijų lygtis.
4. Kaitinamas ore, gyvsidabris lėtai oksiduojasi. Parašykite reakcijos lygtį.
5. Kas atsitiks, jei į gyvsidabrio(II) nitrato tirpalą įmerksite vario plokštelę? Parašykite reakcijos lygtį.
6. Kurią masės dalį procentais sudaro gyvsidabris gyvsidabrio sulfide?
7. Kiek gramų gyvsidabrio susidarys visiškai suskaidžius 5 g gyvsidabrio oksido?

18.7 • Cinkas •



65,38
Zn +2
30

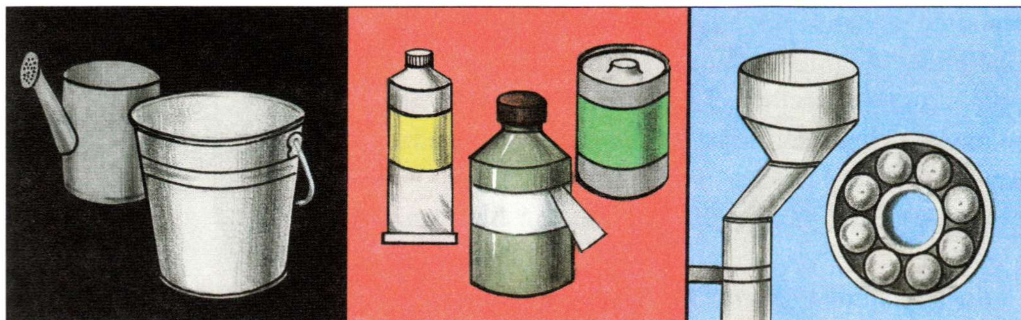
Cinkas, kaip ir anksčiau aprašytieji metalai, žinomas nuo seno. Manoma, kad anksčiausiai jis buvo gautas Rytų šalyse (pvz., Indijoje – XII a.). Europoje cinką gauti iš rūdų išmokta gerokai vėliau. 1746 m. vokiečių mokslininkas A. Margrafas (A. Marggraf) sukūrė cinko gavimo technologiją. Iki tol cinko išgauti nesisekė todėl, kad nebuvo numatyta, kokiomis sąlygomis turi vykti cinko redukcijos iš jo oksido reakcija, panaudojant anglį:



$$2ZnO + C \rightarrow 2Zn + CO_2(d.)$$

Ši reakcija vyksta 1000 °C temperatūroje, o 906 °C temperatūroje cinkas jau verda, garuoja. Karšti garai ore sudega ir vėl virsta cinko oksidu. Vadinasi, cinko garus reikia izoliuoti nuo oro.

Gamtoje labiausiai paplitę cinko mineralai yra sfaleritas ZnS ir smitsonitas $ZnCO_3$. Dažniausiai cinkas rūdose randams su kitais metalais: variu, švinu, manganu, kadmiu. Cinkas sudaro $8{,}3 \cdot 10^{-3}\%$ Žemės plutos masės.



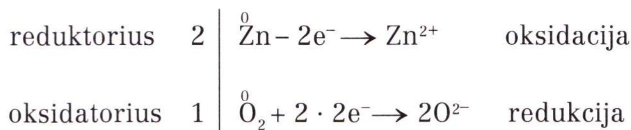
18.23 pav.

Grynas cinkas – blizgantis sidabro spalvos (su melsvu atspalviu) metalas. Kalus. Elektrinis laidumas 4 kartus mažesnis negu sidabro, o šilumos laidumas sudaro 60% sidabro laidumo.

Chemiškai aktyvus metalas. Jo paviršius ore visuomet apsitraukia plona, tankia plėvele: veikiant oro deguoniui, anglies(IV) oksidui, vandens garams, susidaro „baltosios rūdys“ – bazinis cinko karbonatas $nZnCO_3 \cdot Zn(OH)_2$. Jis apsaugo cinką nuo tolesnio cheminio irimo.

Dėl minėtos savybės beveik pusė pasaulyje išgaunamo cinko sunaudojama geležies (ir kitų metalų) gaminių paviršiui cinkuoti (18.23 pav.). Jis apsaugo metalus nuo aplinkos poveikio.

Kaip apsaugo? Cinkas yra reaktingesnis, lengviau atiduodantis elektronus metalas negu geležis. Vadinasi, oksiduosis cinkas, o geležis liks nepakitusi (18.24 pav.):



reduktorius 2 | $\overset{0}{Zn} - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ oksidacija

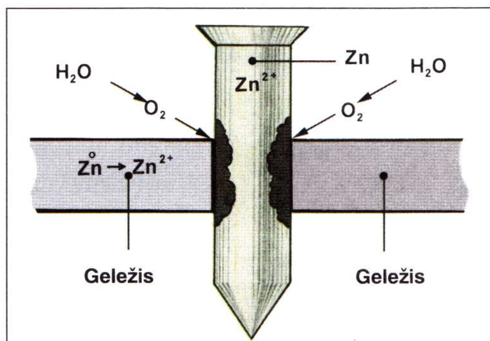
oksidatorius 1 | $\overset{0}{O}_2 + 2 \cdot 2e^- \rightarrow 2O^{2-}$ redukcija

Cinkas yra būtinas žmogui ir augalijai. Jis reguliuoja daugelį organizmuose vykstančių reakcijų. Jei trūksta cinko, žmogui sutrinka skonio ir kvapo pojūčiai. Cinkas kaupiasi dantyse, kepenyse, kraujyje, centrinėje nervų sistemoje. Nemaža cinko turi kai kurie grybai (voveraitės, kazlėkai).

Kai dirvoje trūksta cinko, augalai skursta: menkai šakojasi, susmulkėja lapai, sulėtėja augimas. Ypač jautrūs cinko trūkumui vaismedžiai, daržovės, ankštiniai augalai, todėl juos būtina tręšti mikroelementų trąšomis, kuriose yra cinko.

Cinko naudojimas

- Vamzdžiams, skardai, namų apyvokos daiktams cinkuoti
- Lydiniams gaminti:
  iš lydinių su Cu, Al, Mg, Cd liejami: karbiuratorių, benzino siurblių korpusai



18.24 pav.

skalbimo mašinų, dulkių siurblių dalys, guoliai
spaustuvės formos (klišės)

iš lydinio su Cu, Ni (naujasidabrio) gaminama:
prietaisų detalės, medicinos instrumentai
indai, juvelyriniai dirbiniai

- Galvaniniams elementams gaminti
- Auksui, sidabrui iš tirpalų redukuoti

Cinko junginių naudojimas

ZnO	• Baltų dažų ir emalių pigmentas • Gumos gamyba (aktyvina vulkanizavimą) • Matinio stiklo gamybos priedas • Tepalų nuo odos ligų, kosmetinių kremų, pudrų sudedamoji dalis
ZnS	• Liuminoforas*, veikiamas elektronų srauto, švyti. Juo padengiami televizorių, oscilografų ekranai. ZnS, aktyvintas sidabru, švyti mėlynai. $Zn_3(PO_4)_2$ švyti raudonai, aktyvintas ZnSe – žaliai.
$ZnCl_2$	• Medienos antiseptikas – saugo ją nuo puvimo • Metalų paviršiui nuvalyti prieš litavimą • Tirpalai vartojami stomatologijoje gleivinei prideginti
$ZnSO_4$	• Plieno dirbiniams cinkuoti • Apdoroti medienai • Audiniams dažyti • Medicinoje (akių lašams, vimdomiesiems vaistams, dezinfekcijai) • Mikroelementų trąšų sudedamoji dalis

* Žodis „liuminoforas“ sudarytas iš lotynų k. žodžio *lumen* (kilmininkas *luminis*) – „šviesa“ ir graikų k. žodžio *phoros* – „nešantis“.

Cinko druskos nuodingos. Apsinuodijimo požymiai: dirgina gleivinę, pykina. Maisto negalima laikyti cinkuotuose induose.

Užduotys

1. Išvardykite svarbiausias cinko fizikines savybes (pasinaudokite žinynais).
2. Kodėl daugiausia cinko sunaudojama geležies dirbiniams cinkuoti ir lydiniams gaminti?
3. Kuriame minerale – ZnS ar $ZnCO_3$ – yra daugiau cinko?
4. Cinkas reaguoja su: a) bromu, b) deguonimi, c) siera. Parašykite reakcijų lygtis. Nurodykite, kas šiose oksidacijos ir redukcijos reakcijose oksiduojasi, kas redukuojasi. Kas oksidatorius, kas reduktorius?
5. Baikite rašyti reakcijų lygtis:

   $Zn + C \longrightarrow$

   $ZnO + H_2 \longrightarrow$
6. Parašykite reakcijos lygtis. Cinkas reaguoja:

   a) su druskos rūgšties tirpalu;

   b) su sieros rūgšties tirpalu.
7. Ar galimos pavadavimo reakcijos:

   a) $\overset{0}{Zn} + Ni^{2+}(aq) \longrightarrow$

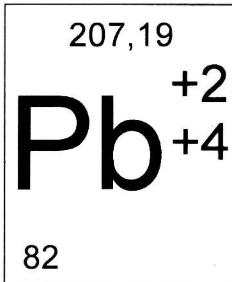
   b) $\overset{0}{Mg} + Zn^{2+}(aq) \longrightarrow$

   c) $\overset{0}{Cu} + Zn^{2+}(aq) \longrightarrow$

   d) $\overset{0}{Zn} + Mg^{2+}(aq) \longrightarrow ?$
8. Kokios reakcijos rodo, kad $Zn(OH)_2$ turi amfoterinių savybių? Parašykite jų lygtis.
9. Koks kiekis ZnO visiškai sureaguos su 200 ml 20% azoto rūgšties tirpalo, kurio tankis 1,129 g/cm^3?
10. 0,1–0,5% vandeniniai cinko sulfato tirpalai slopina uždegimą, veikia antiseptiškai. Kiek gramų $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ir kiek mililitrų vandens reikia, norint pagaminti 500 g 0,2% cinko sulfato tirpalo?

18.8 • Švinas •





Švinas (kaip ir Cu, Ag, Au, Sn, Fe, Hg) žmonių vartojamas nuo senovės. Egiptiečiai iš jo darė veidrodžius, papuošalus, romėnai – vandentiekio vamzdžius.

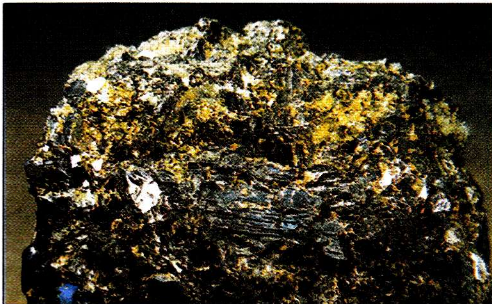
Nuo seno žmonės sunkius daiktus lygina su švinu: „sunkus kaip švinas", „kojos tartum švininės".

Jei į vieno litro talpos indą pripiltume išlydyto švino, tai jo masė būtų 11,34 kg (be indo masės). Tai išties sunkus metalas. Melsvai pilkas, minkštas, plastiškas. Šviną galima įrėžti nagu, atpjauti peiliu.

Gamtoje yra apie 80 mineralų, turinčių švino. Svarbiausia švino rūda – galenitas PbS (18.25 pav.). Švinas sudaro 1,0 · 10^{-4}% Žemės plutos masės.

Švinas chemiškai nelabai aktyvus. Jo paviršius ore visuomet apsitraukia plona oksidų plėvele, kuri saugo metalą nuo tolesnio aplinkos poveikio. Junginiuose švino oksidacijos laipsnis +2 ir +4.

Švinas ir jo junginiai yra nuodingi. Blogiausia, kad švinas iš organizmo nepasišalina, o kaupiasi iki mirtinos dozės (kaip ir radioaktyvios medžiagos). Padaugėjus jo kraujyje, kepenyse, kauluose (ten jo kaupiasi daugiausia), sutrinka medžiagų apykaita, virškinimo organų, nervų sistemos veikla.

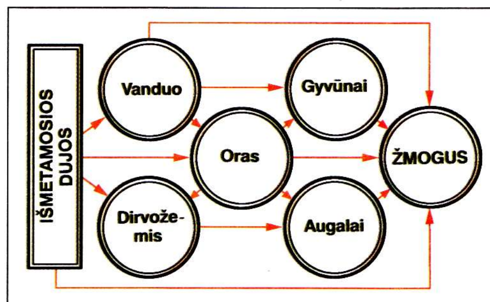


18.25 pav.

Mokslininkai nustatė, kad daugiau švino susikaupia miestiečių negu kaimiečių, vyrų – negu moterų organizmuose. Vairuotojų, kelių policininkų, mechanikų organizme švino maždaug 1,5 karto daugiau negu kitų miesto gyventojų. Labiausiai žmones ir gyvūnus nuodija švinas, kuris į aplinką patenka

su automobilių išmetamosiomis dujomis (18.26 pav.).

Švino junginio tetraetilšvino $Pb(C_2H_5)_4$ dedama į benziną, kad jo garai efektyviau sudegtų ir nesprogtų automobilių variklio cilindre. Numatoma šio priedo atsisakyti, nes jis labai nuodingas, kenkia gamtai.



18.26 pav.

Žmonės apsinuodija, kai į organizmą švino kasdien patenka daugiau kaip 2 mg. Toks pavojus yra žmonėms, dirbantiems švino rūdų kasyklose. Leistina švino garų koncentracija ore yra 0,01 mg/m³.

Švino, jo lydinių ir junginių naudojimas

Pb	• Lydmetaliams gaminti • Požeminių ir povandeninių elektros kabelių apvalkalams gaminti • Chemijos pramonėje, kaip įvairiems agresyviems veiksniams atspari medžiaga. Juo išklojama cheminė aparatūra, elektrolizės vonios, rezervuarai • Akumuliatorių plokštėms gaminti • Šaudmenims gaminti • Kaip apsauginė medžiaga, sugerianti radioaktyviuosius ir rentgeno spindulius
Švino lydiniai (dažniausiai su Sn, Sb, Cu, Cd, Zn)	Iš jų liejama: • Guoliai • Lengvai lydomi modeliai
PbO_2 – rudi kristalai	• Stiprus oksidatorius • Akumuliatoriams gaminti

Pb_3O_4 – ryškiai raudonos spalvos kristalai	• Atspariems dažams gaminti • Karščiui atspariems tepalams gaminti
PbO – geltonas	• Optiniam stiklui, krištolui, glazūroms gaminti
$2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ – švino baltasis, balti milteliai	• Atspariems šviesos bei atmosferos poveikiui dažams gaminti (tokiais dažais dažomos povandeninių laivų dalys, tiltų, geležinkelių metalinės konstrukcijos)

Užduotys

1. Išvardykite svarbiausias švino fizikines savybes.
2. Švinas reaguoja su visais halogenais. Parašykite atitinkamų reakcijų lygtis.
3. Švinas nereaguoja nei su praskiestais druskos, nei su sieros rūgšties tirpalais. Naudodamiesi tirpumo lentele paaiškinkite, kodėl.
4. Kas atsitiks, jei švino granulę įleisime į vario(II) chlorido tirpalą? Paaiškinkite ir parašykite reakcijos lygtį. Kokio tai tipo reakcija?
5. Apskaičiuokite švino masės dalį švino(II) ir švino(IV) oksiduose.
6. Į mašiną reikėjo įkelti 0,012 m^3 švino luitą. Ar galėjo tą užduotį atlikti vienas žmogus?
7. Renesanso tapybos darbai dažniausiai yra patamsėję dėl aplinkos poveikio. Nustatyta, kad baltus dažus, kurių sudėtyje yra švino junginių: $PbCO_3$, $PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$, $PbSO_4$, veikia vandenilio sulfidas, susidaro juodas švino(II) sulfidas. Parašykite reakcijos lygtį.

Praktikos darbas • Metalų ir jų junginių savybių tyrimas

1. Mėgintuvėliuose yra šių medžiagų tirpalų:

A. NaCl, $BaCl_2$, $ZnSO_4$;

B. Na_2CO_3, Na_2SO_4, NaCl.

Nustatykite, kokia medžiaga yra kiekviename mėgintuvėlyje.

Pastaba. A bandymui naudokite vieną papildomą medžiagą, B – dvi papildomas medžiagas.

2. Su vienu papildomu reagentu nustatykite, kuriame mėgintuvėlyje yra geležies(III) chloridas, kalio chloridas ir cinko chloridas.
3. Mėgintuvėliuose yra cinko sulfato, magnio sulfato ir kalio hidroksido tirpalai. Nustatykite kiekvieną iš šių medžiagų nenaudodami jokių kitų reagentų.
4. Keturiuose mėgintuvėliuose yra tokios kietos medžiagos:
   a) $AlCl_3$; b) $NaOH$; c) $NaHCO_3$; d) $NaNO_3$.
   Nustatykite kiekvieną iš jų.
5. Būdingomis reakcijomis įrodykite, kad duotoji medžiaga yra aliuminio chloridas arba aliuminio sulfatas.
6. Su kuriomis medžiagomis reaguoja praskiesta (1:5) sieros rūgštis: KCl, Cu, $NaOH$, Al, CuO, Na_2CO_3, $Cu(OH)_2$?
7. Su kuriomis medžiagomis reaguoja natrio šarmas (tirpalas): $Cu(OH)_2$, CO_2, $MgSO_4$, HCl, $CuSO_4$, MgO?
8. Nustatykite ar duotajame tirpale yra šių jonų: Ca^{2+}, H^+, Zn^{2+}.
9. Atlikite šias reakcijas:
   a) $ZnSO_4 \longrightarrow Zn(OH)_2 \longrightarrow ZnCl_2 \longrightarrow Zn(NO_3)_2$;
   b) $Al \longrightarrow AlCl_3 \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3$;
   c) $FeCl_3 \longrightarrow Fe(NO_3)_3 \longrightarrow Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3$;
   d) $CuCl_2 \longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO \longrightarrow CuSO_4$.

19 • Metalų skyriaus apžvalga •



Metalai – kietos (išskyrus gyvsidabrį Hg) medžiagos, kurių kristalai sudaryti iš teigiamųjų jonų, tarp kurių laisvai juda išorinių sluoksnių (B grupių metalų – dar ir priešpaskutinio sluoksnio 1–2 ar daugiau) elektronai.

Laisvai judantys elektronai lemia būdingąsias fizikines metalų savybes:

- plastiškumą
- kalumą
- blizgesį
- elektros laidumą
- šilumos laidumą

Metalų tankis, lydymosi temperatūra priklauso nuo jonų išsidėstymo kristalinėje gardelėje ir ryšių stiprumo.

Metališkosios savybės silpnėja periodinės elementų sistemos perioduose iš kairės į dešinę, o grupėse – iš apačios į viršų. Taip yra todėl, kad perioduose, didėjant branduolio krūviui, branduolys išorinius elektronus laiko stipriau, o grupėse, didėjant atomo spinduliui, silpniau.

Juodieji metalai: geležis ir jos lydiniai su kitais elementais (plienas, ketus, ferolydiniai).

Spalvotieji metalai: visi metalai, išskyrus geležį ir jos lydinius.

Lengvieji metalai: Al, Mg, Ti, Be, Li, Na, K.
Jų tankis < 5000 kg/m^3, arba 5 g/cm^3.

Sunkieji metalai: Cu, Pb, Zn, Hg, Ni, Sn, Cd, Co.
Jų tankis > 5000 kg/m^3, arba 5 g/cm^3.
Sunkiausias metalas yra osmis (ρ = 22,5 g/cm^3).
Lengviausias – litis (ρ = 0,53 g/cm^3).
Sunkialydžiai metalai:
volframas W ($t_{lyd.}$ = 3990 °C),
molibdenas Mo ($t_{lyd.}$ = 2620 °C),
niobis Nb ($t_{lyd.}$ = 2500 °C).

Taurieji nereaktingi metalai: Au, Ag, Pt, Ru, Rh, Pd, Os, Ir.

Radioaktyvieji metalai: Ac, Ra, Th, Pa, U.

- Sidabras ir paladis geriausiai iš visų metalų atspindi šviesą.
- Sidabras, varis, auksas ir aliuminis yra geriausi elektros ir šilumos laidininkai.
- IA grupės metalai yra minkščiausi (galima pjaustyti peiliu).
- Chromas – kiečiausias iš metalų.

Cheminėse reakcijose metalai visuomet yra reduktoriai:



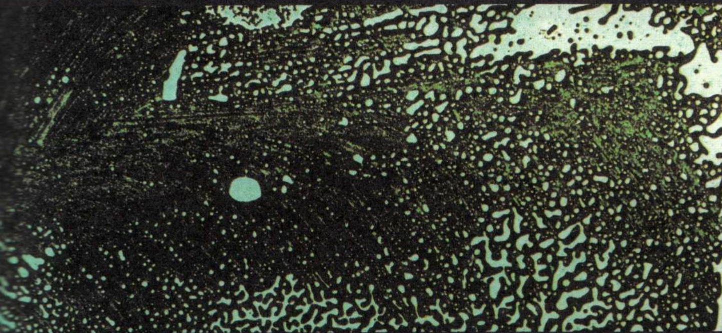
$$\overset{0}{Me} - ne^- \longrightarrow Me^{n+}$$

Kairiau esantis metalų aktyvumo (reaktingumo) eilėje metalas išstumia dešiniau esantį metalą iš jo druskų.

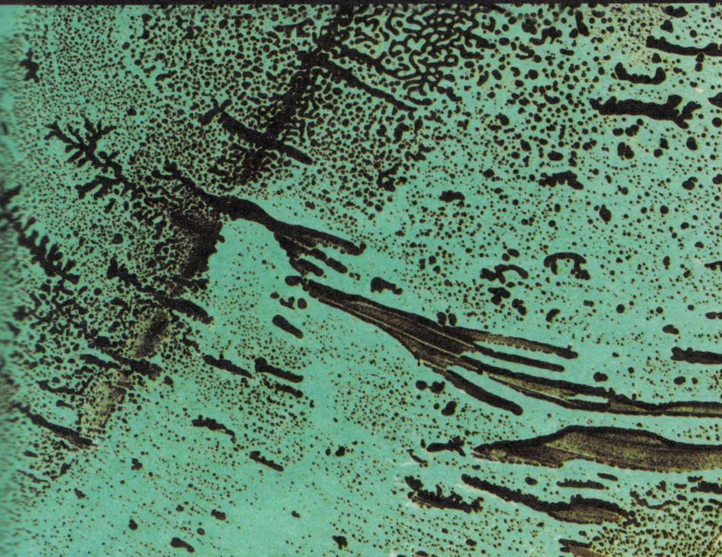
	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Pb	(H_2)	Cu	Hg	Ag	Au
Redukcinės metalų savybės	← Didėja																	
Sąveika su deguonimi	Greitai oksiduojasi kambario temperatūroje				Lėtai oksiduojasi kambario temperatūroje ir greitai – kaitinami												Nesioksiduoja	
					Reakcijos produktai – oksidai ir peroksidai (Na_2O_2, KO_2)													
Sąveika su siera					Reakcijos produktai – sulfidai													Au nereaguoja
Sąveika su Cl_2, Br_2, I_2	Kai kurie sąveikauja kambario temperatūroje, dauguma – įkaitinti Reakcijos produktai – chloridai, bromidai, jodidai																	
Sąveika su vandeniu	Reaguoja kambario temperatūroje, susidaro hidroksidas, išsiskiria vandenilis						Kaitinant išsiskiria vandenilis ir susidaro oksidas							Nereaguoja				
Sąveika su rūgštimis	Išstumia vandenilį iš praskiestų rūgščių (išskyrus HNO_3) Dažniausiai vartojamos HCl (1:1), H_2SO_4 (1:5) **Pastaba.** Apie sąveiką su koncentruotomis rūgštimis sužinosite vyresnėse klasėse													Neišstumia vandenilio iš praskiestų rūgščių				
Randami gamtoje	Tik junginiuose												Junginiuose arba laisvi					Au dažniausiai laisvas
Gavimo būdai	Lydalų elektrolizė						Redukcija anglimi, anglies(II) oksidu, vandeniliu; aliuminotermija; druskų vandeninių tirpalų elektrolizė											
Oksidacinės metalų jonų savybės	Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	(H^+)	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+	Au^{3+}
	Didėja →																	



UŽDAVINIŲ SPRENDIMO PAVYZDŽIAI











1 • Skaičiavimai iš cheminių formulių •



I. Sudėtinės medžiagos cheminių elementų masės dalių apskaičiavimas

1 UŽDAVINYS. Apskaičiuokite cheminių elementų masės dalis junginyje Al_2O_3.

Sprendimas

1) Apskaičiuojame junginio santykinę molekulinę masę:

$M_r(Al_2O_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$

2) Apskaičiuojame elementų masių dalis junginyje.

Skaičiuojame pagal formulę:

$$w = \frac{iA_r}{M_r}$$

čia w – elemento masės dalis, reiškiama vieneto dalimis arba procentais, i – indeksas, A_r – elemento santykinė atominė masė, M_r – junginio santykinė molekulinė masė.

$w(Al) = \frac{2 \cdot 27}{102} = 0{,}529$, arba $0{,}529 \cdot 100\% = 52{,}9\%$

$w(O) = \frac{3 \cdot 16}{102} = 0{,}471$, arba $0{,}47 \cdot 100\% = 47{,}1\%$

Iš viso: 1, arba 100%.

Atsakymas. Junginyje Al_2O_3 aliuminio yra 0,529 masės dalies (arba 52,9%), deguonies yra 0,471 masės dalies (arba 47,1%).

II. Ištirpusios medžiagos masės dalies (procentais) ir ištirpusios medžiagos masės tirpale apskaičiavimas, kai yra žinoma ištirpusios medžiagos masės dalis tirpale

Patogiausia šiuos skaičiavimus atlikti pagal formules:

$$w\%\ (\text{ištirpusios medžiagos}) = \frac{m(\text{ištirpusios medžiagos})}{m(\text{tirpalo})} \cdot 100\%$$

$$w\%\ (\text{ištirpusios medžiagos}) = \frac{w\%(\text{ištirpusios medžiagos}) \cdot m(\text{tirpalo})}{100\%}$$

$$w\%\ (\text{tirpalo}) = \frac{m(\text{ištirpusios medžiagos})}{w\%(\text{ištirpusios medžiagos})} \cdot 100\%$$

1 UŽDAVINYS. Apskaičiuokite ištirpusios azoto rūgšties masę 400 g 20% azoto rūgšties tirpalo.

Sprendimas

P i r m a s i s b ū d a s . Skaičiuojame pagal formulę:

$$m(HNO_3) = \frac{w\%(HNO_3) \cdot m(\text{tirpalo})}{100\%} = 20\cancel{\%} \cdot 400\ \text{g} / 100\cancel{\%} = 80\ \text{g}$$

A n t r a s i s b ū d a s . Samprotaujame taip:

100 g tirpalo yra ištirpę 20 g grynos HNO_3
400 g tirpalo yra ištirpę x g grynos HNO_3

Sudarome proporciją: $\frac{100\ \text{g}}{400\ \text{g}} = \frac{20\ \text{g}}{x\ \text{g}}$;

$$x = \frac{400\ \cancel{\text{g}} \cdot 20\ \text{g}}{100\ \cancel{\text{g}}} = 80\ \text{g}$$

Atsakymas. Tirpale yra ištirpę 80 g HNO_3.

2 UŽDAVINYS. Apskaičiuokite ištirpusio kalio šarmo KOH masę 5 l 26% tirpalo, kurio tankis ρ = 1,24 g/ml.

Sprendimas

1) Apskaičiuojame tirpalo masę:

$$m(\text{tirpalo}) = \rho\ (\text{tirpalo}) \cdot V(\text{tirpalo}) = 1{,}24\ \text{g}/\cancel{\text{ml}} \cdot 5000\ \cancel{\text{ml}} = 6200\ \text{g}$$

2) Apskaičiuojame KOH masę tirpale:

$$m(\text{KOH}) = \frac{w\%(\text{KOH}) \cdot m(\text{tirpalo})}{100\%} = \frac{26\ \cancel{\text{g}} \cdot 6200\ \text{g}}{100\ \cancel{\%}} = 1612\ \text{g}$$

Atsakymas. 5 l tirpalo yra ištirpę 1,612 kg KOH.

3 UŽDAVINYS. Apskaičiuokite, kiek geležies(II) sulfato hidrato $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ (žaliasis akmenėlis) ir vandens reikia 200 g 5% tirpalo padaryti.

Sprendimas

1) Apskaičiuojame, kokios geležies(II) sulfato $FeSO_4$ masės reikia nurodytam tirpalui padaryti.

$$w(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{m(\text{tirpalo})}$$

$$m(\text{FeSO}_4) = w(\text{FeSO}_4) \cdot m(\text{tirpalo})$$

$$m(\text{FeSO}_4) = 0{,}05 \cdot 200\ \text{g} = 10\ \text{g}$$

2) Apskaičiuojame hidrato ir bevandenės druskos molines mases:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278\ \text{g/mol}$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 152\ \text{g/mol}$$

3) Apskaičiuojame hidrato ir bevandenės druskos 1 molio mases:

$m(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = 1 \text{ mol} \cdot 278 \text{ g/mol} = 278 \text{ g}$
$m(FeSO_4) = 1 \text{ mol} \cdot 152 \text{ g/mol} = 152 \text{ g}$

4) Apskaičiuojame, kokia hidrato $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ masė turi 10 g bevandenio geležies(II) sulfato $FeSO_4$.

278 g hidrato yra 152 g geležies(II) sulfato $FeSO_4$
x g hidrato yra 10 g geležies(II) sulfato $FeSO_4$

Sudarome proporciją:

$$\frac{278 \text{ g}}{x \text{ g}} = \frac{152 \text{ g}}{10 \text{ g}};$$

$$x = \frac{278 \text{ g} \cdot 10 \text{ g}}{152 \text{ g}} = 18{,}2 \text{ g}$$

5) Apskaičiuojame, kiek vandens reikės nurodytam tirpalui padaryti: 200 g – 18,2 g = 181,8 g.

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho};$$

$$V = \frac{181{,}8 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 181{,}8 \text{ cm}^3, \text{ arba } 181{,}8 \text{ ml}$$

Atsakymas. Tirpalui reikės pasverti 18,2 g hidrato ir matavimo cilindru atmatuoti 181,8 ml vandens.

4 UŽDAVINYS. Turime 1 l amoniako tirpalo, kuriame NH_3 masės dalis yra 28%. Tirpalo tankis yra 0,88 g/ml. Apskaičiuokite amoniako NH_3 ir vandens kiekį tirpale. Kokia šio tirpalo molinė koncentracija?

Sprendimas

1) Apskaičiuojame 1 l amoniako tirpalo masę:

$$m(\text{tirpalo}) = \rho \cdot V(\text{tirpalo}) = 0{,}88\ \text{g}/\cancel{\text{ml}} \cdot 1000\ \cancel{\text{ml}} = 880\ \text{g}$$

2) Apskaičiuojame ištirpusio NH_3 masę pagal formulę:

$$m(NH_3) = \frac{w\%(NH_3) \cdot m(\text{tirpalo})}{100\ \cancel{\%}} = \frac{28\ \cancel{\%} \cdot 880\ \text{g}}{100\ \cancel{\%}} = 246\ \text{g}$$

3) Apskaičiuojame vandens masę tirpale:

$$m(H_2O) = m(\text{tirpalo}) - m(NH_3) = 880\ \text{g} - 246\ \text{g} = 634\ \text{g}$$

4) Apskaičiuojame amoniako kiekį tirpale:

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} = \frac{246\ \cancel{\text{g}}}{17\ \cancel{\text{g}}/\text{mol}} = 14{,}5\ \text{mol}$$

$$c(NH_3) = 14{,}5\ \text{mol/l}$$

5) Apskaičiuojame vandens (H_2O) kiekį tirpale:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{634\ \cancel{\text{g}}}{18\ \cancel{\text{g}}/\text{mol}} = 35{,}2\ \text{mol}$$

Atsakymas. Tirpale yra 14,5 mol NH_3 ir 35,2 mol H_2O. Tirpalo molinė koncentracija yra 14,5 mol/l.

2 • Skaičiavimai iš cheminių reakcijų lygčių •

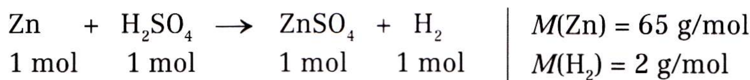


I. Pradinės medžiagos arba reakcijos produkto masės ar kiekio apskaičiavimas, kai yra žinoma kitos medžiagos (susidarančios ar pradinės) masė ar masės dalis tirpale

1 UŽDAVINYS. Koks vandenilio dujų kiekis ir kokia masė išsiskirs, reaguojant 130 g cinko su sieros rūgšties tirpalu?

Sprendimas

Pirmasis būdas. 1) Parašome reakcijos lygtį ir apskaičiuojame cinko ir vandenilio molines mases:



Zn	+	H_2SO_4	$\rightarrow$	$ZnSO_4$	+	H_2	$M(Zn) = 65$ g/mol
1 mol		1 mol		1 mol		1 mol	$M(H_2) = 2$ g/mol

2) Apskaičiuojame cinko kiekį iš sąlygoje nurodytos masės pagal formulę:

$$n(Zn) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)}; \qquad n(Zn) = \frac{130\ \cancel{g}}{65\ \cancel{g}/mol} = 2\ mol$$

3) Iš lygties matome, kad:

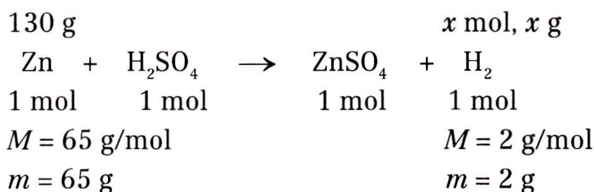
sureagavus 1 mol Zn, išsiskiria 1 mol H_2
sureagavus 2 mol Zn, išsiskirs 2 mol H_2

4) Apskaičiuojame 2 mol vandenilio masę pagal formulę:

$$m(H_2) = n(H_2) \cdot M(H_2); \qquad m(H_2) = 2\ \cancel{mol} \cdot 2\ g/\cancel{mol} = 4\ g$$

Atsakymas. Vandenilio dujų išsiskirs 2 mol, arba 4 g.

Antrasis būdas. 1) Parašome reakcijos lygtį ir po atitinkamomis cheminėmis formulėmis surašome sąlygoje nurodytas mases, ieškomus dydžius ir molines mases bei mases:



Sudarome proporcijas:

$$\frac{130\text{ g}}{65\text{ g}} = \frac{x\text{ mol}}{1\text{ mol}}; \qquad x = \frac{130\,\cancel{\text{g}} \cdot 1\text{ mol}}{65\,\cancel{\text{g}}} = 2\text{ mol}$$

$$m(H_2) = 2\,\cancel{\text{mol}} \cdot 2\text{ g}/\cancel{\text{mol}} = 4\text{ g}$$

arba

$$\frac{130\text{ g}}{65\text{ g}} = \frac{x\text{ g}}{2\text{ g}}; \qquad x = \frac{130\,\cancel{\text{g}} \cdot 2\text{ g}}{65\,\cancel{\text{g}}} = 4\text{ g}$$

$$n(H_2) = \frac{4\,\cancel{\text{g}}}{2\,\cancel{\text{g}}/\text{mol}} = 2\text{ mol}$$

Atsakymas. Vandenilio išsiskyrė 4 g, arba 2 mol.

2 UŽDAVINYS. Kiek gramų geležies ištirps įmetus geležinę vinį į cheminę stiklinę, kurioje yra 200 g 10% druskos rūgšties HCl tirpalo?

Sprendimas

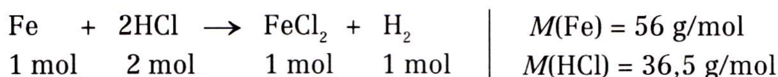
1) Apskaičiuojame grynos druskos rūgšties masę tirpale:

$m(HCl) = m(\text{tirpalo}) \cdot w(HCl)$

10% – tai 0,10 masės dalies

$m(HCl) = 200\text{ g} \cdot 0{,}10 = 20\text{ g}$

2) Parašome reakcijos lygtį ir apskaičiuojame reaguojančių medžiagų molines mases:



3) Apskaičiuojame grynos druskos rūgšties kiekį tirpale:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{20\ \text{g}}{36{,}5\ \text{g/mol}} = 0{,}54\ \text{mol}$$

4) Iš lygties matome:

2 mol HCl ištirpino 1 mol Fe
0,54 mol HCl ištirpins (0,54 : 2) 0,27 mol Fe

5) Apskaičiuojame ištirpusios geležies masę:

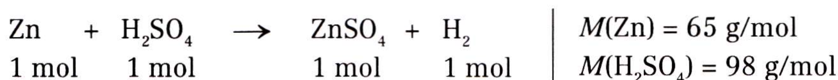
$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0{,}27\ \text{mol} \cdot 36{,}5\ \text{g/mol} = 9{,}85\ \text{g}$$

Atsakymas. Ištirps 9,85 g geležies.

3 UŽDAVINYS. Kokia sieros rūgšties masės dalis tirpale procentais, jei 200 g tirpalo ištirpo 6,5 g cinko?

Sprendimas

Pirmasis būdas. 1) Parašome reakcijos lygtį ir apskaičiuojame molines mases:



2) Apskaičiuojame sureagavusio cinko kiekį:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{6{,}5\ \text{g}}{65\ \text{g/mol}} = 0{,}1\ \text{mol}$$

3) Iš reakcijos lygties matome:

1 mol Zn sureaguoja su 1 mol H_2SO_4
0,1 mol Zn sureaguoja su 0,1 mol H_2SO_4

4) Apskaičiuojame sureagavusios sieros rūgšties masę:

$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4)$

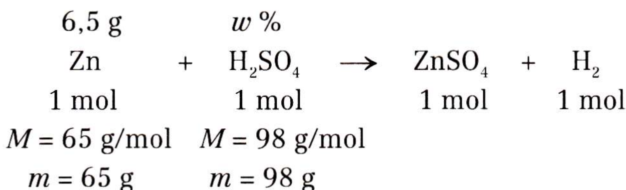
$m(H_2SO_4) = 0{,}1 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 9{,}8 \text{ g}$

5) Apskaičiuojame sieros rūgšties masės dalį tirpale (procentais):

$$w\%(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(\text{tirpalo})} \cdot 100\% = \frac{9{,}8 \text{ g}}{200 \text{ g}} \cdot 100\% = 4{,}9\%$$

Atsakymas. Sieros rūgšties masės dalis yra 4,9%.

Antrasis būdas. 1) Parašome reakcijos lygtį ir po atitinkamomis cheminėmis formulėmis užrašome molines mases bei mases:



2) Apskaičiuojame sureagavusios sieros rūgšties masę:

$$\frac{6{,}5 \text{ g}}{65 \text{ g}} = \frac{x}{98 \text{ g}}; \qquad x = \frac{6{,}5 \text{ g} \cdot 98 \text{ g}}{65 \text{ g}} = 9{,}8 \text{ g}$$

3) Apskaičiuojame, kiek sieros rūgšties yra ištirpę 100 g tirpalo:

200 g yra ištirpę 9,8 g H_2SO_4
100 g yra ištirpę x g H_2SO_4

$$\frac{200\ \text{g}}{100\ \text{g}} = \frac{9{,}8\ \text{g}}{x\ \text{g}}; \qquad x = \frac{100\ \cancel{\text{g}} \cdot 9{,}8\ \text{g}}{200\ \cancel{\text{g}}} = 4{,}9\ \text{g}$$

Atsakymas. Sieros rūgšties masės dalis yra 4,9%.

4 UŽDAVINYS. Kiek molių ir gramų cinko drožlių visiškai sureaguos su 86 ml 20% sieros rūgšties tirpalo, kurio tankis $\rho = 1{,}14\ \text{g/cm}^3$?

Sprendimas

1) Apskaičiuojame sieros rūgšties tirpalo masę:

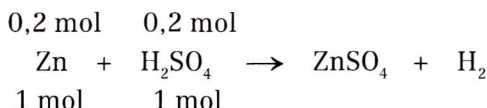
$$m(\text{tirpalo}) = 86\ \cancel{\text{cm}^3} \cdot 1{,}14\ \text{g}/\ \cancel{\text{cm}^3} = 98\ \text{g}$$

2) Apskaičiuojame grynos sieros rūgšties, esančios 20% tirpale, masę ir kiekį:

$$m(H_2SO_4) = 98\ \text{g} \cdot 0{,}2 = 19{,}6\ \text{g}$$

$$n(H_2SO_4) = \frac{19{,}6\ \cancel{\text{g}}}{98\ \cancel{\text{g}}/\text{mol}} = 0{,}2\ \text{mol} \qquad \Big|\ M(H_2SO_4) = 98\ \text{g/mol}$$

3) Parašome reakcijos lygtį ir iš jos apskaičiuojame sureagavusio cinko kiekį ir masę:



Kadangi su 1 mol H_2SO_4 sureaguoja 1 mol Zn,
tai su 0,2 mol H_2SO_4 sureaguos 0,2 mol Zn

$$m(\text{Zn}) = 0{,}2\ \cancel{\text{mol}} \cdot 65\ \text{g}/\cancel{\text{mol}} = 13{,}0\ \text{g} \qquad \Big|\ M(\text{Zn}) = 65\ \text{g/mol}$$

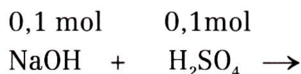
Atsakymas. Su 86 ml 20% sieros rūgšties tirpalo visiškai sureaguos 0,2 mol, arba 13 g, cinko.

II. Reakcijos produkto kiekio apskaičiavimas, kai yra žinomas tirpaluose reaguojančių medžiagų molių skaičius

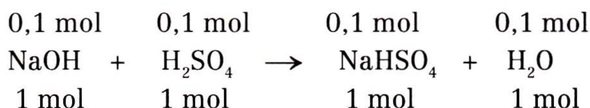
1 UŽDAVINYS. Į tirpalą, kuriame ištirpę 0,1 mol natrio hidroksido NaOH, įpilta tirpalo, kuriame yra ištirpę 0,1 mol sieros rūgšties H_2SO_4. Kokia druska ir kiek jos susidarė?

Sprendimas

1) Išsiaiškinkime, kokia druska – natrio sulfatas Na_2SO_4 ar natrio vandenilio sulfatas $NaHSO_4$ – susidarys pagal sąlygoje nurodytą tirpaluose ištirpusių medžiagų molių skaičių:



2) Kadangi reagavo vienodi medžiagų kiekiai, galime rašyti tik tokią reakcijos lygtį:

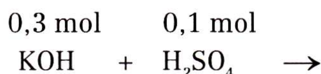


Atsakymas. Susidarė 0,1 mol natrio vandenilio sulfato $NaHSO_4$.

2 UŽDAVINYS. Į tirpalą, kuriame yra ištirpę 0,3 mol kalio hidroksido KOH, įpilta 0,1 mol sieros rūgšties H_2SO_4 tirpalo. Kokia druska ir koks jos kiekis susidarė?

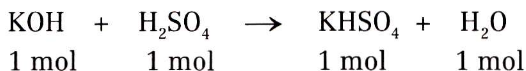
Sprendimas

1) Išsiaiškinkime, kokia druska – kalio sulfatas K_2SO_4 ar kalio vandenilio sulfatas $KHSO_4$ – susidarys pagal sąlygoje nurodytą molių skaičių:



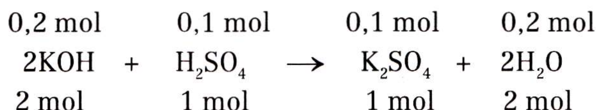
2) Matome, kad KOH kiekis tirpale yra 3 kartus didesnis negu H_2SO_4. Samprotaujame taip:

a) jei reaguoja vienodi medžiagų kiekiai, tai reakcija vyksta taip:



$$\underset{1\text{ mol}}{KOH} + \underset{1\text{ mol}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{1\text{ mol}}{KHSO_4} + \underset{1\text{ mol}}{H_2O}$$

b) jeigu KOH kiekis dvigubai didesnis, tai reakcija vyks taip:



$$\underset{2\text{ mol}}{\overset{0{,}2\text{ mol}}{2KOH}} + \underset{1\text{ mol}}{\overset{0{,}1\text{ mol}}{H_2SO_4}} \rightarrow \underset{1\text{ mol}}{\overset{0{,}1\text{ mol}}{K_2SO_4}} + \underset{2\text{ mol}}{\overset{0{,}2\text{ mol}}{2H_2O}}$$

3) Apskaičiuojame, kiek tirpale liko nesureagavusio KOH:

0,3 mol – 0,2 mol = 0,1 mol

Atsakymas. Susidarė 0,1 mol K_2SO_4.

III. Reakcijos produkto kiekio arba masės apskaičiavimas, kai vienos pradinės medžiagos yra perteklius

1 UŽDAVINYS. 14 g kalcio oksido užpilta tirpalu, kuriame yra 37,8 g azoto rūgšties. Apskaičiuokite susidariusios druskos masę.

Sprendimas

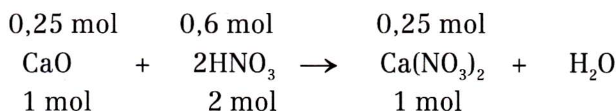
1) Apskaičiuojame kiekvienos medžiagos kiekį:

$$n(CaO) = \frac{14\ \cancel{g}}{56\ \cancel{g}/mol} = 0{,}25\ mol \qquad M(CaO) = 56\ g/mol$$

$$n(HNO_3) = \frac{37{,}8\ \cancel{g}}{63\ \cancel{g}/mol} = 0{,}6\ mol \qquad M(HNO_3) = 63\ g/mol$$

2) Parašome reakcijos lygtį ir išsiaiškiname, kuri pradinė medžiaga visiškai sureagavo ir kurios yra perteklius.

Pirmasis būdas.



$$\begin{array}{ccccccc} 0{,}25\text{ mol} & & 0{,}6\text{ mol} & & 0{,}25\text{ mol} & & \\ CaO & + & 2HNO_3 & \rightarrow & Ca(NO_3)_2 & + & H_2O \\ 1\text{ mol} & & 2\text{ mol} & & 1\text{ mol} & & \end{array}$$

Iš reakcijos lygties matome, kad

1 mol CaO visiškai sureaguoja su 2 mol azoto rūgšties;

kad sureaguotų 0,25 mol CaO, reikia 0,5 mol azoto rūgšties.

Tačiau tirpale azoto rūgšties yra 0,6 mol, vadinasi, jos yra 0,1 mol perteklius (0,6 – 0,5 = 0,1).

Kurios medžiagos yra perteklius, galima apskaičiuoti ir kitais būdais. Jie pateikiami toliau (po atsakymo).

3) Apskaičiuojame susidariusio kalcio nitrato masę pagal kalcio oksidą, t. y. pagal tą medžiagą, kuri visiškai sureagavo: iš lygties matome, kad

sureagavus 1 mol CaO, susidaro 1 mol $Ca(NO_3)_2$;

sureagavus 0,25 mol CaO, susidarys 0,25 mol $Ca(NO_3)_2$.

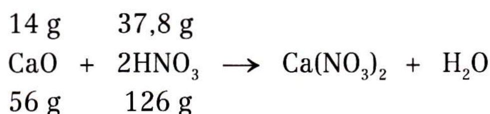
$$m(Ca(NO_3)_2) = 164\text{ g/mol} \cdot 0{,}25\text{ mol} = 41\text{ g}$$

$$M(Ca(NO_3)_2) = 164\text{ g/mol}$$

Atsakymas. Druskos susidarė 41 g.

Šio uždavinio sprendimo 2-ajame etape reikėjo sužinoti, kuri medžiaga visai sureagavo ir kurios yra perteklius. Tai galima padaryti dar keliais būdais.

Antrasis būdas. Parašykime reakcijos lygtį ir palyginkime reaguojančių medžiagų masių santykius:



$$\begin{array}{ccccccc} 14\text{ g} & & 37{,}8\text{ g} & & & & \\ CaO & + & 2HNO_3 & \rightarrow & Ca(NO_3)_2 & + & H_2O \\ 56\text{ g} & & 126\text{ g} & & & & \end{array}$$

$M(CaO) = 56\text{ g/mol}$

$m(CaO) = 56\text{ g}$

$M(HNO_3) = 63\text{ g/mol}$

$m(HNO_3) = 63\text{ g/mol} \cdot 2\text{ mol} = 126\text{ g}$

Pagal reakcijos lygtį:

$m(CaO) : m(HNO_3) = 56\ g : 126\ g = 2\ g : 4,5\ g$

Pagal uždavinio sąlygą:

$m(CaO) : m(HNO_3) = 14\ g : 37,8\ g = 2\ g : 5,4\ g$

4,5 g < 5,4 g, taigi rūgšties yra perteklius.

Trečiasis būdas. Palyginkime reaguojančių medžiagų mases. Pagal uždavinio sąlygą CaO yra 4 kartus (56 g : 14 g = 4) mažiau negu turėtų būti pagal reakcijos lygtį. Todėl ir HNO_3 turėtų būti 4 kartus mažiau, t. y. $m(HNO_3) = 126\ g : 4 = 31,5\ g$. Sąlygoje sakoma, kad jos yra 37,8 g. Vadinasi, rūgšties yra perteklius.

2 UŽDAVINYS. Į 100 g vario(II) sulfato tirpalo, kuriame $CuSO_4$ masės dalis yra 3,2%, įpilta 20 g 2% natrio šarmo tirpalo. Kokia susidariusių nuosėdų masė? Kurios ir kiek pradinės medžiagos liko nesureagavusios?

Sprendimas

1) Apskaičiuojame grynųjų medžiagų ($CuSO_4$ ir NaOH) mases tirpaluose:

$m(CuSO_4) = m(tirpalo) \cdot w(CuSO_4)$

$m(CuSO_4) = 100\ g \cdot 0,032 = 3,2\ g$

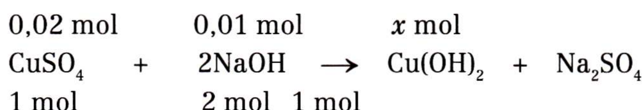
$m(NaOH) = 20\ g \cdot 0,02 = 0,4\ g$

2) Apskaičiuojame kiekvienos medžiagos kiekį:

$n(CuSO_4) = \frac{3,2\ \cancel{g}}{160\ \cancel{g}/mol} = 0,02\ mol$ | $M(CuSO_4) = 160\ g/mol$

$n(NaOH) = \frac{0,4\ \cancel{g}}{40\ \cancel{g}/mol} = 0,01\ mol$ | $M(NaOH) = 40\ g/mol$

3) Parašome reakcijos lygtį ir iš jos išsiaiškiname, kuri medžiaga visiškai sureaguoja ir kurios yra perteklius:



Iš lygties matome, kad 1 mol $CuSO_4$ sureaguoja su 2 mol NaOH, o 0,005 mol $CuSO_4$ sureaguoja su 0,01 mol NaOH. Vadinasi, vario(II) sulfato yra perteklius, jo liks nesureagavusio 0,015 mol:

$$0{,}02 \text{ mol} - 0{,}005 \text{ mol} = 0{,}015 \text{ mol}.$$

4) Vario(II) hidroksido nuosėdų masę skaičiuojame pagal natrio šarmo kiekį:
sureagavus 2 mol NaOH, susidaro 1 mol Cu(OH) nuosėdų
sureagavus 0,01 mol NaOH, susidaro 0,005 mol $Cu(OH)_2$ nuosėdų

$m(Cu(OH)_2) = 98 \text{ g/mol} \cdot 0{,}005 \text{ mol} = 0{,}49$ | $M(Cu(OH)_2) = 98 \text{ g/mol}$

5) Apskaičiuojame nesureagavusio vario(II) sulfato masę:

$m(CuSO_4) = 160 \text{ g/mol} \cdot 0{,}015 \text{ mol} = 2{,}4 \text{ g}$

Atsakymas. Susidariusių nuosėdų masė 0,49 g, nesureagavusio vario(II) sulfato liko 2,4 g.

3 UŽDAVINYS. Į 50 ml 25% druskos rūgšties tirpalo, kurio tankis 1,12 g/cm³, įberta 6,5 g cinko pjuvenų. Koks kiekis dujų išsiskyrė? Kokia jų masė? Kurių ir kiek medžiagų yra tirpale pasibaigus reakcijai?

Sprendimas

1) Apskaičiuojame druskos rūgšties tirpalo masę:

$m(\text{tirpalo}) = 50 \text{ ml} \cdot 1{,}12 \text{ g/ml} = 56 \text{ g}$

2) Apskaičiuojame grynos druskos rūgšties masę:

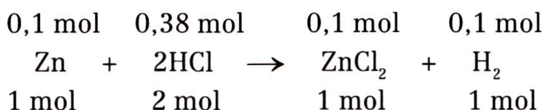
$m(HCl) = 56\ g \cdot 0{,}25 = 14\ g$

3) Apskaičiuojame reaguojančių medžiagų kiekius:

$n(HCl) = \dfrac{14\ g}{36{,}5\ g/mol} = 0{,}38\ mol$ | $M(HCl) = 36{,}5\ g/mol$

$n(Zn) = \dfrac{6{,}5\ g}{65\ g/mol} = 0{,}1\ mol$ | $M(Zn) = 65\ g/mol$

4) Parašome reakcijos lygtį ir išsiaiškiname, kuri medžiaga visiškai sureaguoja ir kurios yra perteklius:



Matome, kad
1 mol cinko sureaguoja su 2 mol druskos rūgšties,
0,1 mol cinko sureaguoja su 0,2 mol druskos rūgšties.
Vadinasi, visiškai sureaguoja cinkas, o druskos rūgšties yra 0,18 mol perteklius (0,38 – 0,2 = 0,18).

5) Apskaičiuojame, kiek išsiskyrė vandenilio ir kiek medžiagų yra tirpale:
vandenilio išsiskyrė 0,1 mol, t. y. tiek, kiek sureagavo cinko:

$m(H_2) = 2\ g/mol \cdot 0{,}1\ mol = 0{,}2\ g$ | $M(H_2) = 2\ g/mol$

druskos rūgšties tirpale liko 0,18 mol:

$m(HCl) = 36{,}5\ g/mol \cdot 0{,}18\ mol = 6{,}57\ g$ | $M(HCl) = 36{,}5\ g/mol$

cinko chlorido tirpale yra 0,1 mol, t. y. tiek, kiek sureagavo cinko:

$m(ZnCl_2)$ = 136 g/mol · 0,1 mol = 13,6 g | $M(ZnCl_2)$ = 136 g/mol

Atsakymas. Vandenilio išsiskyrė 0,1 mol, arba 0,2 g; druskos rūgšties liko 6,57 g; cinko chlorido tirpale yra 13,6 g.

IV. Skaičiavimai iš pavadavimo reakcijų (tarp metalų ir druskų vandeniniame tirpale) lygčių

1 UŽDAVINYS. Į 170 g 2% sidabro(I) nitrato tirpalą panardinta 6,5 g cinko plokštelė. Apskaičiuokite plokštelės masę pasibaigus reakcijai.

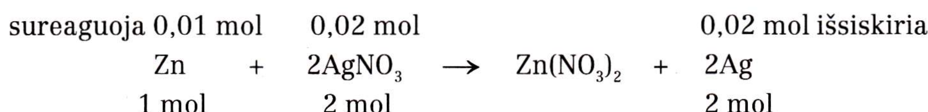
Sprendimas

1) Apskaičiuojame gryno sidabro(I) nitrato, esančio 170 g tirpalo, masę ir kiekį:

$m(AgNO_3)$ = 170 g · 0,02 = 3,4 g

$n(AgNO_3) = \frac{3{,}4\ \text{g}}{170\ \text{g/mol}} = 0{,}02\ \text{mol}$ | $M(AgNO_3)$ = 170 g/mol

2) Parašome reakcijos lygtį ir iš jos apskaičiuojame, kiek sureaguoja cinko ir kiek išsiskiria sidabro:



sureaguoja 0,01 mol   0,02 mol   0,02 mol išsiskiria

$Zn + 2AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2Ag$

1 mol   2 mol   2 mol

Matome, kad 2 mol $AgNO_3$ sureaguoja su 1 mol Zn ir išsiskiria 2 mol Ag, o 0,02 mol $AgNO_3$ sureaguoja su 0,01 mol Zn ir išsiskiria 0,02 mol Ag.

m(sureagavusio Zn) = 0,01 mol · 65 g/mol = 0,65 g | M(Zn) = 65 g/mol

m(išsiskyrusio Ag) = 0,02 mol · 108 g/mol = 2,16 g | M(Ag) = 108 g/mol

3) Apskaičiuojame plokštelės masę pasibaigus reakcijai:

m(plokštelės) = 6,5 g – 0,65 g + 2,16 g = 8,01 g

Atsakymas. Plokštelės masė po reakcijos bus 8,01 g.



Kai kurių užduočių atsakymai

11.2 Pramoninės rūgštys • **2.** 8 kg; • **3.** 40 g; • **4.** 0,05, arba 5%; • **5.** 712,88 g.
11.5 Rūgščių sąveika su metalais • **6.** 0,1 mol, 0,2 g; • **7.** 1 mol, 65 g.
12.4 Neutralizacijos reakcijos • **5.** 49 g; • **6.** 2190 g.
15.3 Pavadavimo reakcijos druskų tirpaluose • **4.** 9,17 g.
17.4 IA grupės metalai ir jų savybės • **11.** Kalis.
17.6 IIA grupės metalai ir jų savybės • **10.** Kalcis; • **12.** 8,1 g.
17.7 IIA grupės metalų junginiai ir jų naudojimas • **9.** 22,72%; • **10.** 0,18 mol.
17.8 Vandens kietumas ir jo minkštinimo būdai • **7.** 201,4 g.
17.10 Metalų gavimas. • **8.** 48 t; • **9.** 10,8 g.
18.1 Geležis • **14.** 0,02 mol; • **15.** 8,44 g; • **16.** 8,1 t.
18.2 Aliuminis • **15.** 0,17 mol, 4,59 g; • **16.** 0,01 mol, 0,78 g; • **17.** 40%.
18.3 Varis • **9.** 3,04 g, 1,28 g; • **10.** 10,16 g.
18.7 Cinkas • **9.** 0,36 mol; • **10.** 1,78 g, 498,22 ml.

PRIEDAI

Rūgščių, hidroksidų ir druskų tirpumas vandenyje

1 lentelė

	OH^-	NO_3^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	CH_3COO^-
H^+	–	T	T	T	T	T	T	T	T	T	N	T	T
Li^+	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
NH_4^+	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	–T	T	
K^+	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
Na^+	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
Ag^+	–	T	T	N	N	N	N	M	M	M	N	N	T
Ba^{2+}	T	T	M	T	T	T	–	M	N	N	N	N	T
Ca^{2+}	M	T	N	T	T	T	–	M	M	N	M	N	T
Mg^{2+}	N	T	N	T	T	T	–	M	T	N	–	N	T
Zn^{2+}	N	T	M	T	T	T	N	M	T	N	N	N	T
Mn^{2+}	N	T	M	T	T	T	N	N	T	N	N	N	T
Cu^{2+}	N	T	N	T	T	–	N	–	T	N	–	N	T
Hg^{2+}	–	T	M	T	M	–	N	–	–	–	–	N	T
Hg^+	–	T	N	N	N	N	N	N	M	N	–	N	M
Pb^{2+}	N	T	N	M	M	N	N	N	N	N	N	N	T
Fe^{2+}	N	T	M	T	T	T	N	M	T	N	N	N	T
Fe^{3+}	N	T	T	T	T	T	N	–	T	–	–	N	T
Al^{3+}	N	T	T	T	T	T	–	–	T	–	–	N	T
Cr^{3+}	N	T	T	T	T	–	–	–	T	–	–	N	T
Sr^{2+}	M	T	N	T	T	T	T	N	N	N	N	N	T
Cu^+	N	T	M	T	–	–	–	N	T	–	–	N	T

Mineralai ir jų sudėtis

2 lentelė

Pavadinimas	Sudėtis
Fe	
Hematitas (raudonoji geležies rūda)	Fe_2O_3
Limonitas (rusvoji geležies rūda)	$HFeO_2 \cdot nH_2O$; n = 1–4 (pvz., $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$)
Magnetitas (magnetinė geležies rūda)	Fe_3O_4
Piritas	FeS_2
Sideritas	$FeCO_3$
Cu	
Azuritas	$2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, arba $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$
Chalkopiritas	$CuFeS_2$
Chalkozinas, vario blizgis	Cu_2S
Kovelinas	CuS
Kupritas	Cu_2O
Malachitas	$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, arba $Cu_2(CO_3)(OH)_2$
Tenoritas	CuO
Al	
Aliumosilikatai (putnagai):	
albitas	$NaAlSi_3O_8$, arba $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$
anortitas	$CaAl_2Si_2O_8$, arba $CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$
ortoklazas	$KAlSi_3O_8$, arba $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$
Alūnitas	$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 2Al_2O_3 \cdot 6H_2O$
Kaolinitas	$Al_4[Si_4O_{10}] \cdot (OH)_8$, arba $Al_2O_3 \cdot SiO_2 \cdot 2H_2O$
Kriolitas	$Na_3[AlF_6]$, arba $3NaF \cdot AlF_3$
Nefelinas	$KNa_3[AlSiO_4]_4$
Špinelis	$MgO \cdot Al_2O_3$
Žėručiai:	
biotitas	$K(Mg,Fe,Mn)_3[(OH,F)_2(Al,Fe)Si_3O_{10}]$
lepidolitas	$K(Li,Al)_2[(Si,Al)_4O_{10}](F,OH)_2$
muskovitas	$KAl_2[(OH,F)_2 \cdot AlSi_3O_{10}]$

Pavadinimas	Sudėtis
Ag	
Argentitas, sidabro blizgis	Ag_2S
Hg	
Cinoberis	HgS
Zn	
Sfaleritas, cinko blizgis	ZnS
Pb	
Galenitas, švino blizgis	PbS
Na	
Halitas, akmens druska	$NaCl$
Glauberitas	$Na_2SO_4 \cdot CaSO_4$
Mirabilitas, Glauberio druska	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
K	
Aftitalitas, glazeritas	$2K_2SO_4 \cdot Na_2SO_4$
Silvinas	KCl
Silvinitas	$KCl \cdot NaCl$
Mg	
Epsomitas	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Kainitas	$MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$
Karnalitas	$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Magnezitas	$MgCO_3$
Talkas	$Mg_3[Si_4O_{10}](OH)_2$, arba $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$
Ca	
Anhidritas	$CaSO_4$
Dolomitas	$CaCO_3 \cdot MgCO_3$, arba $CaMg(CO_3)_2$
Gipsas	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Kalcitas, klintis, kreida, marmuras, aragonitas	$CaCO_3$
Ba	
Baritas	$BaSO_4$
Viteritas	$BaCO_3$

1 • Dalykinė rodyklė •



Fotografijos:

Valentino Ivinsko
Lino Kazėno
Algirdo Staišio

Regina Jasiūnienė
Virgina Valentinavičienė

CHEMIJA

Vadovėlis IX klasei
Antrasis pataisytas leidimas

Redaktoriai *Algimantas Kinderys ir Regina Mudėnienė*
Dailininkas *Jonas Gudmonas*
Korektorė *Marija Treigienė*
Techninė redaktorė *Birutė Tolvaišienė*
Kompiuteriu maketavo *Zita Pikturnienė*

SL 412. Tiražas 55 000 egz. Užs. 797
Leidykla „Alma littera", Šermukšnių g. 3, 2600 Vilnius
Puslapis Internete: http://www.aiva.lt/AlmaLittera
Spaudė AB spaustuvė „Vilspa", Viršuliškių skg. 80, 2026 Vilnius

PERIODINĖ ELEMENTŲ LENTELĖ

ATOMINĖ MASĖ — 12,0111
OKSIDACIJOS LAIPSNIS — −4 +2 +4
SIMBOLIS — C
PAVADINIMAS — ANGLIS
ATOMINIS SKAIČIUS — 6

BŪSENA:
C KIETOJI
Br SKYSTOJI
O DUJINĖ

- ŠARMINIAI METALAI
- ŠARMINIŲ ŽEMIŲ METALAI
- PEREINAMIEJI ELEMENTAI
- KITI METALAI
- NEMETALAI
- INERTINĖS DUJOS

P E R E I N A M I E J I   E L E M E N T A I

PERIODAI	GRUPĖS IA 1	IIA 2	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VIIB 7	VIIIB 8	VIIIB 9	VIIIB 10	IB 11	IIB 12	IIIA 13	IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	VIIIA 18
1	1,00794 +1 -1 H VANDENILIS 1																	4,00260 0 He HELIS 2
2	6,941 +1 Li LITIS 3	9,01218 +2 Be BERILIS 4											10,81 +3 B BORAS 5	12,0111 -4 +2 +4 C ANGLIS 6	14,0067 -3 -2 -1 +1 +2 +3 +4 +5 N AZOTAS 7	15,9994 -2 O DEGUONIS 8	18,998403 -1 F FLUORAS 9	20,179 0 Ne NEONAS 10
3	22,98977 +1 Na NATRIS 11	24,305 +2 Mg MAGNIS 12											26,98154 +3 Al ALIUMINIS 13	28,0855 -4 +2 +4 Si SILICIS 14	30,97376 -3 +3 +5 P FOSFORAS 15	32,06 -2 +4 +6 S SIERA 16	35,453 -1 +1 +3 +5 +7 Cl CHLORAS 17	39,948 0 Ar ARGONAS 18
4	39,0983 +1 K KALIS 19	40,08 +2 Ca KALCIS 20	44,9559 +3 Sc SKANDIS 21	47,88 +2 +3 +4 Ti TITANAS 22	50,9415 +2 +3 +4 +5 V VANADIS 23	51,996 +2 +3 +6 Cr CHROMAS 24	54,938 +2 +3 +4 +7 Mn MANGANAS 25	55,847 +2 +3 Fe GELEŽIS 26	58,9332 +2 +3 Co KOBALTAS 27	58,69 +2 +3 Ni NIKELIS 28	63,546 +1 +2 Cu VARIS 29	65,39 +2 Zn CINKAS 30	69,72 +3 Ga GALIS 31	72,59 +2 +4 Ge GERMANIS 32	74,9216 -3 +3 +5 As ARSENAS 33	78,96 -2 +4 +6 Se SELENAS 34	79,904 -1 +1 +5 Br BROMAS 35	83,80 0 +2 Kr KRIPTONAS 36
5	85,4678 +1 Rb RUBIDIS 37	87,62 +2 Sr STRONCIS 38	88,9059 +3 Y ITRIS 39	91,224 +4 Zr CIRKONIS 40	92,9064 +3 +5 Nb NIOBIS 41	95,94 +3 +6 Mo MOLIBDENAS 42	(98) +4 +6 +7 Tc TECHNECIS 43	101,07 +3 Ru RUTENIS 44	102,906 +3 Rh RODIS 45	106,42 +2 +4 Pd PALADIS 46	107,868 +1 Ag SIDABRAS 47	112,41 +2 Cd KADMIS 48	114,82 +3 In INDIS 49	118,71 +2 +4 Sn ALAVAS 50	121,75 -3 +3 +5 Sb STIBIS 51	127,60 -2 +4 +6 Te TELŪRAS 52	126,905 -1 +1 +5 +7 I JODAS 53	131,29 0 +2 +4 +6 Xe KSENONAS 54
6	132,905 +1 Cs CEZIS 55	137,33 +2 Ba BARIS 56	La-Lu 57-71	178,49 +4 Hf HAFNIS 72	180,948 +5 Ta TANTALAS 73	183,85 +6 W VOLFRAMAS 74	186,207 +4 +6 +7 Re RENIS 75	190,2 +3 +4 Os OSMIS 76	192,22 +3 +4 Ir IRIDIS 77	195,08 +2 +4 Pt PLATINA 78	196,967 +1 +3 Au AUKSAS 79	200,59 +1 +2 Hg GYVSIDABRIS 80	204,383 +1 +3 Tl TALIS 81	207,2 +2 +4 Pb ŠVINAS 82	208,980 +3 +5 Bi BISMUTAS 83	(209) +2 +4 Po POLONIS 84	(210) At ASTATINAS 85	(222) 0 Rn RADONAS 86
7	(223) +1 Fr FRANCIS 87	226,025 +2 Ra RADIS 88	Ac-Lr 89-103	(261) Rf REZERFORDIS 104	(262) Db DUBNIS 105	(263) Sg SYBORGIS 106	(262) Bh BORIS 107	(265) Hs HASIS 108	(266?) Mt MEITNERIS 109									

MASĖS SKLIAUSTELIUOSE – BENDRA STABILIŲ IZOTOPŲ MASĖ

LANTANOIDAI

138,906 +3 La LANTANAS 57	140,12 +3 +4 Ce CERIS 58	140,908 +3 Pr PRAZEODIMIS 59	144,24 +3 Nd NEODIMIS 60	(145) +3 Pm PROMETIS 61	150,36 +2 +3 Sm SAMARIS 62	151,96 +2 +3 Eu EUROPIS 63	157,25 +3 Gd GADOLINIS 64	158,925 +3 Tb TERBIS 65	162,50 +3 Dy DISPROZIS 66	164,930 +3 Ho HOLMIS 67	167,26 +3 Er ERBIS 68	168,934 +3 Tm TULIS 69	173,04 +2 +3 Yb ITERBIS 70	174,967 +3 Lu LIUTECIS 71
227,028 +3 Ac AKTINIS 89	232,038 +4 Th TORIS 90	231,036 +4 +5 Pa PROTAKTINIS 91	238,029 +3 +4 +5 +6 U URANAS 92	237,048 +3 +4 +5 +6 Np NEPTŪNIS 93	(244) +3 +4 +5 +6 Pu PLUTONIS 94	(243) +3 +4 +5 +6 Am AMERICIS 95	(247) +3 Cm KIURIS 96	(247) +3 +4 Bk BERKLIS 97	(251) +3 Cf KALIFORNIS 98	(252) Es EINŠTEINIS 99	(257) Fm FERMIS 100	(258) Md MENDELEVIS 101	(259) No NOBELIS 102	(260) Lr LORENSIS 103

AKTINOIDAI